مذكرة المنار

كيمياء

الصف الثانى الثانوى

Mr. Mahmoud Ragab

معلم أول الكيمياء

مدرسة آل السعيد الثانوية

شبرا صورة



اسم الطالب

....

مقدمة

مرحباً بك عزيزى طالب الصف الثانى الثانوى و تهنئة من القلب على إجتيازك الصف الأول الثانوى بنجاح و نتمنى لك كل التوفيق فى هذه المرحلة الجديدة من حياتك العلمية لتتضح الرؤية أمامك لتحديد مستقبلك .
فتعالى نتعرف على علم الكيمياء من خلال هذا المنهج و مذكرة المنار مع أطيب أمنياتى بالنجاح و التوفيق .

أهم أسباب التفوق فى المرحلة الثانوية (إن شاء الله)

❶ التقوى : يجب على الطالب أن يتق الله عز و جل فى أفعاله و أقواله حتى يحصل على العلم عملا بقوله تعالي " و اتقوا الله و يعلمكم الله " لذلك يجب عليه تبعاً لذلك ترك المعاصى و التوبة إلى الله توبة نصوحا.

❷ المحافظة على الصلاة في أوقاتها خاصة صلاة الفجر .

❸ اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه فى التوفيق فى المذاكرة وت حصيل العلم.

❹ تنظيم الوقت جيداً و عمل جدول أسبوعى للمذاكرة بحيث تكون هناك ساعات فى اليوم لمذاكرة الدروس الجديدة و عمل الواجبات و ساعات أخرى لمراجعة القديم ، كما يراعى فى التنظيم أن تراجع كل مادة على الأقل مرة واحدة فى الأسبوع.

❺ قبل المذاكرة اقرأ و لو صفحة واحدة من القرأن الكريم بتركيز شديد و تمعن و تدبر حتى يكون ذهنك صافياً و بعد ذلك يبدأ عقلك فى التركيز فى تحصيل العلم فقط دون تشويش من أى مؤثر خارجى .

❻ ابدأ المذاكرة بدعاء قبل المذاكرة و اختمها بدعاء بعد المذاكرة .

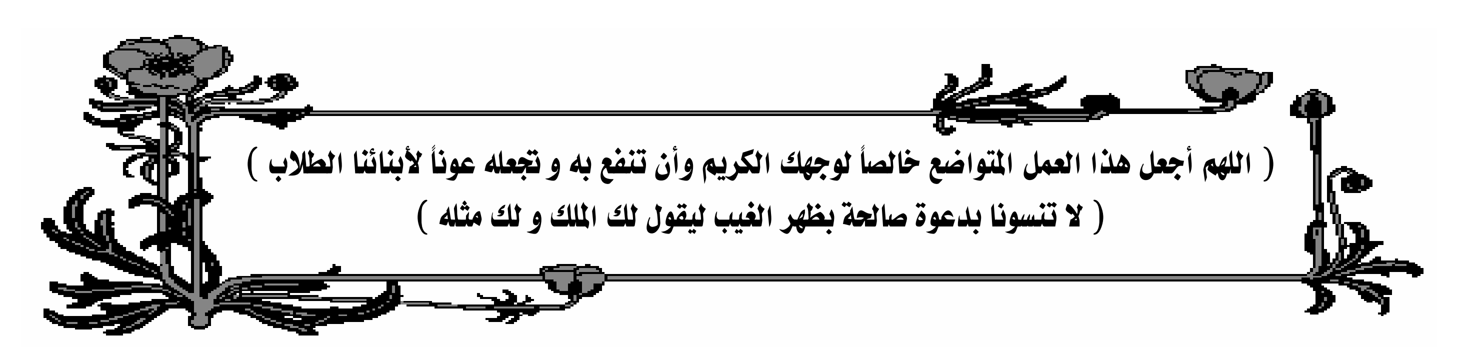
❼ أثناء المذاكرة حاول أن تستخدم عدة طرق لتثبيت المعلومات كالتالى : اقرأ الجزء الذى ستذاكره كاملاً أول مرة ثم قم بتقسيمه إلى عدة عناوين و أجزاء ثم ذاكر كل جزء على حدة بالصوت العالى مرة و بالقراءة مرة و بالكتابة مرة أخرى ثم ذاكر جميع الأجزاء معاً ثم قم بحل بعض الأسئلة على الدرس كاملاً .

🕮 دعاء قبل المذاكرة 🕮

❁ " اللهم إنى أسالك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام الملائكة المقربين ، اللهم اجعل السنتنا عامرة بذكرك و قلوبنا بخشيتك و أسرارنا بطاعتك إنك على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل " ❁

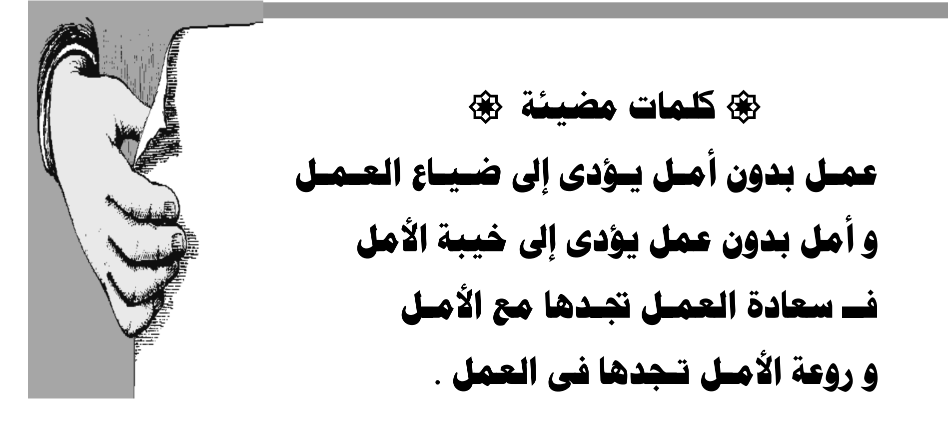
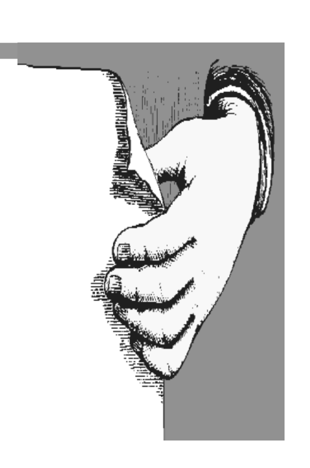
🕮 دعاء بعد المذاكرة 🕮

❁ " اللهم إني أستودعك ما قرأت وما حفظت فرده علي عند حاجتي إليه يا رب العالمين " ❁



الباب الأول

بنية الذرة

۞ كلمات مضيئة ۞

عمل بدون أمل يؤدى إلى ضياع العمل

و أمل بدون عمل يؤدى إلى خيبة الأمل

فـ سعادة العمل تجدها مع الأمل

و روعة الأمل تجدها فى العمل .

مقدمة تاريخية عن المراحل التى مر بها الفكر البشرى لاكتشاف تركيب المادة :

أولاً : ديموقراطيس

عند تجزئة أى قطعة مادية إلى أجزاء وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها وهكذا حتى يمكن الوصول إلى أجزاء لا تقبل التجزئة أو الانقسام كل جزء منها يمثل جسيماً أطلقوا عليه أسم الذرة atom **.(** a **في اللغة الإغريقية تعنى لا ،** tom **تعنى ينقسم) .**

ثانياً : أرسطو

✧ رفض فكرة الذرة .

✧ تبنى فكرة قديمة تقول أن **كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من مكونات أربعة هى : تراب و هواء و ماء و نار .**

✧ أعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة مثل الحديد أو النحاس إلى مواد نفيسة كالذهب وذلك بتغيير نسب المكونات الأربعة .

ثالثاً : بويل ١٦٦١م

✧ رفض العالم الأيرلندى **بويل** مفهوم أرسطو عن طبيعة المادة و أعطى أول تعريف للعنصر .

<u>العنصر بمفهوم بويل</u> : **مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة .**

رابعاً : ذرة دالتون ١٨٠٣م

تعتبر نظريته أول نظرية فى تركيب الذرة **<u>و فروضها</u> :**

١- يتكون العنصر من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات .

٢- يتكون كل عنصر من ذرات مصمتة متناهية فى الصغر غير قابلة للتجزئة .

٣- ذرات العنصر الواحد متشابهة فى الكتلة و لكن تختلف الذرات من عنصر لآخر .

٤- تتكون المركبات من إتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة .

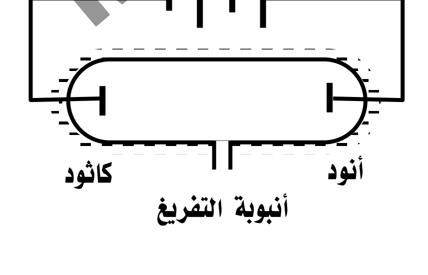
<u>إكتشاف أشعة المهبط ١٨٩٧ م</u>

<u>أجريت تجارب على التفريغ الكهربي خلال الغازات و لاحظوا ما يلي</u> :

✧ جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط و درجة الحرارة تكون عازلة للكهرباء .

✧ عند تفريغ أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جداً و تعريض الغاز لفرق جهد مناسب فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء .

✧ إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالى (١٠٠٠٠ فولت) يخرج سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسبب وميضاً على جدار أنبوبة التفريغ (أشعة المهبط Cathode Rays) و سميت فيما بعد بالإلكترونات .



أهم خواص أشعة المهبط

١- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة .

٢- تسير فى خطوط مستقيمة .

٣- تتأثر بكلاً من المجال الكهربى و المجال المغناطيسى .

٤- لها تأثير حرارى .

٥- لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يثبت أنها تدخل فى تركيب جميع المواد .

خامساً : ذرة طومسون ١٨٩٧م

استنتج **طومسون** تصور جديد للذرة و هو : **الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مطمور بداخلها عدد من الشحنات السالبة تكفى لجعل الذرة متعادلة كهربياً .**

تجربة : ذرة رذر فورد

أجرى كلاً من **جيجر** ، **ماريسدن** بناء على اقتراح رذرفورد تجربة رذرفورد الشهيرة .

الخطوات :

١- سمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدنى المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (تحدث مادة كبريتيد الخارصين وميضاً عند مكان اصطدام جسيمات ألفا بها) و حدد عدد و مكان جسيمات ألفا على اللوح المعدنى .

٢- وضع صفيحة رقيقة جداً من الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدنى .



وخرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات التالية :

المشاهدة : معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها فى **نفس** المكان الأول الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب .

الإستنتاج : معظم الذرة فراغ و ليست كرة مصمتة كما صورها كلاً من دالتون وطومسون .

المشاهدة : نسبة قليلة جداً من جسيمات ألفا لم تنفذ من رقيقة الذهب و **ارتدت** فى عكس مسارها و ظهرت بعض ومضات على الجانب الأخر من اللوح .

الإستنتاج : يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة و يشغل حيزاً صغيراً جداً أطلق عليه النواة .

المشاهدة : ظهرت بعض الومضات على **جانبى** الموضع الأول (انحرفت) .

الإستنتاج : لابد أن تكون شحنة الجزء الكثيف فى الذرة مشابهه لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذا تنافرت معها .

س : كيف تميز عملياً بين كل من : جسيمات ألفا وأشعة المهبط ؟

من قال سبحان الله و بحمده تكتب له ألف حسنة أو تحط عنه ألف سيئة
(سبحان الله و بحمده سبحان الله العظيم)



سادساً : ذرة رذرفورد ١٩١١ م

من التجربة السابقة وتجارب أخرى لغيره من العلماء تمكن رذر فورد من وضع نموذجه لبنية الذرة : (فروض رذرفورد)

١- تشبه الذرة فى تكوينها المجموعة الشمسية لأنها تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب) .

٢- يتركز فى النواة معظم كتلة الذرة و الشحنة الموجبة . (بها البروتونات الموجبة و النيترونات المتعادلة)

٣- كتلة الإلكترونات ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة .

٤ - عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة = عدد الشحنات الموجبة داخل النواة . (لذا الذرة متعادلة كهربياً)

٥ - تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينها وبين النواة .
(لأنها تتأثر بقوتين متساويتين فى المقدار مضادتين فى الإتجاه هما قوة الجذب المركزى و قوة الطرد المركزى) .

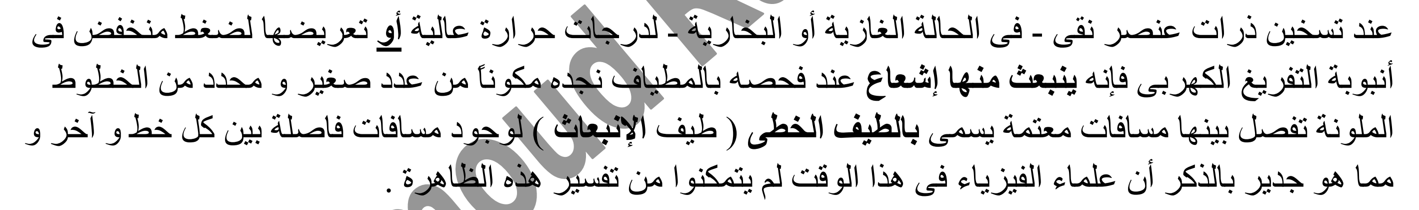
علل: الذرة ليست مصمتة .

جـ : لوجود مسافات شاسعة بين النواة و مدارات الإلكترونات .

الإعتراض على النموذج الذرى لـ (رذرفورد)

لم توضح نظرية رذرفورد **النظام الذى تدور فيه الإلكترونات حول النواة .**

طيف الإنبعاث للذرات



عند تسخين ذرات عنصر نقى - فى الحالة الغازية أو البخارية - لدرجات حرارة عالية **أو** تعريضها لضغط منخفض فى أنبوبة التفريغ الكهربى فإنه **ينبعث منها إشعاع** عند فحصه بالمطياف نجده مكوناً من عدد صغير و محدد من الخطوط الملونة تفصل بينها مسافات معتمة يسمى **بالطيف الخطى** (طيف **الإنبعاث**) لوجود مسافات فاصلة بين كل خط و آخر و مما هو جدير بالذكر أن علماء الفيزياء فى هذا الوقت لم يتمكنوا من تفسير هذه الظاهرة .

س علل : يسمى الطيف الخطى بهذا الإسم .

جـ : لوجود مسافات فاصلة و معتمة بين كل خط و آخر .

الطيف الخطى

عدد محدد من الخطوط الملونة تنتج من تسخين ذرات العناصر فى الحالة الغازية أو البخارية إلى درجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوبة التفريغ الكهربى .

- ❖ **الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية و مميزة له لأنه لا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى .**

الحمد لله اللّهم ربنا لك الحمد بما خلقتنا و رزقتنا و هديتنا و علمتنا و أنقذتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالايمان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و المال و المعافاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا وجمعت فرقتنا و أحسنت معافاتنا و من كل ما سألناك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا فى قديم و حديث أو سراً و علانية أو حىّ و ميت أو شاهد و غائب حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللّهم على محمد و على آله و سلم .

سابعاً : ذرة بور

الطيف الذرى هو المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدانماركى (**نيلز بور**) و استحق عليه جائزة نوبل عام ١٩٢٢ .



❖ **استخدم بور بعض فروض رذرفورد عن تركيب الذرة و هى :**

١- يوجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة .
٢- عدد البروتونات الموجبة داخل النواة يساوى عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة .
٣- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية ناتجة عن سرعة دوران الإلكترونات تتعادل مع قوة الجذب المركزية الناتجة من جذب النواة للإلكترونات .

❖ **ثم أضاف إلى فروض رذرفورد الفروض التالية :**

١- تتحرك الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة .
٢- تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة و الثابتة و تعتبر الفراغات الموجودة بين هذه المستويات مناطق محرمة تماماً لدوران الإلكترونات فيها .
٣- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى الطاقة عن النواة (**تزداد** طاقة المستوى كلما **زاد** نصف قطره = كلما **ابتعد** عن النواة)و يعبر عن **طاقة** كل مستوى بعدد صحيح يسمى **عدد الكم الرئيسى** .
٤- فى الحالة المستقرة : يبقى الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة .
٥- فى الحالة المثارة : يكتسب الإلكترون كماً من الطاقة عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى فينتقل مؤقتاً لمستوى طاقة أعلى (يتوقف على مقدار الكم الذى اكتسبه) و **يكون الإلكترون فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر** فيعود مرة أخرى لمستواه الأصلى حيث يفقد نفس الكم من الطاقة المكتسب على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى و تردد مميز منتجاً **طيف خطي** مميز .

الحالة المستقرة : أكثر حالات الذرة أو الجزئ أو الأيون استقراراً " الحالة الأقل طاقة " .

❖ **مميزات ذرة بور :**

١- تفسير طيف ذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً .
٢- أول من أدخل فكرة الكم (الكوانتم) فى تحديد طاقة الإلكترونات فى مستويات الطاقة المختلفة .

❖ **قصور (عيوب) النموذج الذرى لـ بور :**

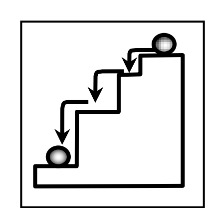
١- لم يفسر سوى طيف ذرة الهيدروجين فقط حتى الهيليوم الذى يحتوى على إلكترونين لم يستطع تفسير طيفه .
٢- اعتبر أن الإلكترون جسيم مادى سالب و لم يأخذ فى الإعتبار أن له خواص موجية .
٣- افترض أنه يمكن تعيين كلاً من سرعة **و** مكان الإلكترون **معاً** فى نفس الوقت و هذا يستحيل عملياً .
٤- افترض أن ذرة الهيدروجين مسطحة (لأنه افترض أن الإلكترون يتحرك فى مسار دائرى مستوى) و ثبت بعد ذلك أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة (X , Y , Z) .



❖ **<u>بعض الملاحظات على نموذج بور</u> :**

★ **يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى .**

★ **كثير من الذرات تمتص كمات من الطاقة فى نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة و نتيجة لذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات منها (تفسير خطوط الطيف فى ذرة الهيدروجين) .**



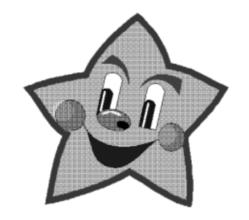
★ **لا ينتقل إلكترون من مستوى الطاقة الموجود به إلى مستوى طاقة آخر إلا إذا كان كم الطاقة الذى إكتسبه أو فقده = فرق الطاقة بين المستويين و بالتالى فالإلكترون لا يستقر أبدا فى أية مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هى أماكن مستويات الطاقة .. مثل الكرة التى تتدحرج على السلم لا تقف بين درجات السلم .**

الكم "الكوانتم"

مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر .

❖ **الفراغات بين مستويات الطاقة <u>تقل</u> كلما <u>إبتعدنا</u> عن النواة و بالتالى يكون الفرق فى الطاقة بين المستويات غير متساو .**

❖ **الفرق فى الطاقة بين المستويات <u>يقل</u> كلما <u>إبتعدنا</u> عن النواة .**



❖ **الكم اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات غير متساو و لكنه <u>يقل</u> كلما <u>إبتعدنا</u> عن النواة .**

❖ **الكم عدد صحيح و لا يساوى صفراً أو كسراً و هو لا يجمع .**

الذرة المثارة

ذرة إكتسبت كماً من الطاقة تسبب فى انتقال إلكترون أو أكثر من مستواه الأصلى إلى مستوى طاقة أعلى.

س علل : كم الطاقة اللازم لإنتقال الإلكترون بين مستويات الطاقة غير متساو .

جـ : لأن الفرق فى الطاقة بين المستويات غير متساو فهو يقل كلما ابتعدنا عن النواة .

س : علل : يستحيل عمليا تحديد مكان و سرعة الإلكترون معا بدقة فى وقت واحد .

جـ : بسبب الحركة الموجية للإلكترون فالجهاز المستخدم سوف يغير من مكانه أو سرعته مما يشكك فى دقة النتائج .

ثامناً : النظرية الذرية الحديثة

قامت هذه النظرية على تعديلات أساسية فى <u>نموذج بور</u> من أهم هذه التعديلات :

١- الطبيعة المزدوجة للإلكترون . ٢- مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) . ٣- النظرية الميكانيكية الموجية (شرودنجر) .

<u>أولاً : الطبيعة المزدوجة للإلكترون</u> : الإلكترون جسيم مادى سالب له خواص موجية .

علل : الإلكترون له طبيعة مزدوجة .

جـ : لأنه جسيم مادى و له خواص موجية .

<u>ثانياً : مبدأ عدم التأكد لـ [هايزنبرج]</u> :

توصل (هايزنبرج) باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم وهو : **يستحيل عملياً تحديد مكان و سرعة الإلكترون معاً فى وقت واحد و لكن التحدث بلغة الإحتمالات هو الأقرب إلى الصواب .**

ثالثاً : النظرية الميكانيكية الموجية للذرة [شرودنجر] : عام ١٩٢٦م

استطاع العالم النمساوى **شرودنجر** تأسيساً على أفكار كل من **بلانك** و **أينشتين** و **دى براولى** و **هايزنبرج** من وضع النظرية الميكانيكية الموجية للذرة و من وضع المعادلة الموجية التى يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون فى الذرة ..

و التى بحلها أمكن :

١- تحديد مستويات الطاقة المسموح بها فى الذرة .

٢- تحديد مناطق الفراغ حول النواة التى يزيد احتمال تواجد الإلكترون فيها .

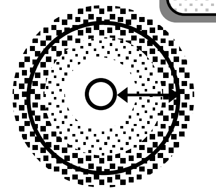
- ✓ **استخدام مفهوم السحابة الإلكترونية للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيط بالنواة و التى يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الإتجاهات و الأبعاد .**
- ✓ **يوجد داخل السحابة الإلكترونية مناطق يزداد إحتمال تواجد الإلكترون فيها يطلق على كل منطقة إسم أوربيتال .**

السحابة الإلكترونية

منطقة الفراغ حول النواة و التى يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الإتجاهات و الأبعاد .

الأوربيتال

منطقة داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها .



السحابة الإلكترونية

س : قارن بين المدار بمفهوم بور و الأوربيتال بمفهوم النظرية الميكانيكية الموجية للذرة بمفهوم شرودنجر ؟ (معلومة إضافية)

المدار	الأوربيتال
- هو مسار دائرى و همى ثابت يدور فيه الإلكترون حول النواة .	مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترون .

☚ أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشرودنجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم .

أعداد الكم (معلومة إضافية)

هى أعداد تحدد الأوربيتالات و طاقتها و أشكالها و إتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة .

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم التى تصفه و عددها أربعة هى :

١- **عدد الكم الرئيسى** (n) : الذى يصف بُعد الإلكترون عن النواة .

٢- **عدد الكم الثانوى** (ℓ) : الذى يصف شكل السحابة الإلكترونية لكل مستوى فرعى .

٣- **عدد الكم المغناطيسى** (m_ℓ) : الذى يصف شكل و رقم المدار الذى يوجد به الإلكترون .

٤- **عدد الكم المغزلى** (m_s) : الذى يصف الدوران المغزلى لكل إلكترون .

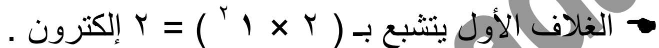


عدد الكم الرئيسى (n)

- عدد الكم الرئيسى دائماً عدد صحيح (يأخذ القيم ١, ٢, ٣ , ٤, ...) و لا يأخذ قيمة الصفر أو قيماً غير صحيحة .
- عدد سبق و استخدمه (بور) فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين و يرمز له بالرمز (n) و يستخدم فى تحديد :

١ - **رتبة** (رقم) مستويات الطاقة الرئيسية فى الذرة (عدد مستويات الطاقة الرئيسية فى أثقل الذرات المعروفة و هى فى الحالة المستقرة يساوى **سبعة**) .

٢ـ **عدد الإلكترونات** التى يتشبع بها كل مستوى رئيسى (عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة معين = **ضعف مربع** رقم المستوى $2n^2$ (حيث n هى رقم المستوى الرئيسى) .



- الغلاف الأول يتشبع بـ (٢ × ١ ^٢^) = ٢ إلكترون .
- الغلاف الثاني يتشبع بـ (٢ × ٢ ^٢^) = ٨ إلكترون .
- الغلاف الثالث يتشبع بـ (٢ × ٣ ^٢^) = ١٨ إلكترون .
- الغلاف الرابع يتشبع بـ (٢ × ٤ ^٢^) = ٣٢ إلكترون .

علل : لا تنطبق القاعدة ($2n^2$) على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع (N) .

جـ : لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات أى مستوى رئيسى عن ٣٢ إلكترون .

علل : عدد الكم الرئيسى دائما عدد صحيح.

جـ :لأنه يعبر عن رتبة مستويات الطاقة الرئيسية فهو لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة.

- ينقسم كل مستوى رئيسى إلى عدد من مستويات الطاقة الفرعية (تحت المستويات) لها طاقة تحدد القيم التى يأخذها عدد كم جديد يسمى عدد الكم الثانوى .



عدد الكم الثانوى (ℓ)

عدد يحدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى و عددها .

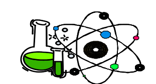
- عدد الكم الثانوى يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية .
- تأخذ المستويات الفرعية الرموز التالية (s , p , d , f) .
- أستدل على هذا العدد من خطوط الطيف الدقيقة التى ظهرت للعالم **سمرفيلد** .
- يحتوى المستوى الرئيسى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه (رتبته) .



المستوى الأساسى	الرتبة (n)	عدد المستويات الفرعية
K	1	1s
L	2	2s, 2p
M	3	3s, 3p, 3d
N	4	4s, 4p, 4d, 4f

- لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن 4 مستويات فى أى مستوى طاقة رئيسى .
- تختلف المستويات الفرعية **لنفس المستوى الرئيسى** فى **الشكل** و تختلف اختلافاً **بسيطاً** فى **الطاقة** .
- تختلف طاقة المستويات الفرعية و أحجامها تبعاً لبعدها عن النواة . (4s > 3s > 2s > 1s)







- قيم عدد الكم الثانوى لكل **مستوى فرعى** ثابتة لا تتغير و يجب أن تحفظ :



المستوى	S	P	d	f
قيمة عدد الكم الثانوى	0	1	2	3

- قيمة عدد الكم الثانوى لأى **مستوى رئيسى** لا تقل عن 0 و لا تزيد عن (n - 1) فهى تتراوح بين :

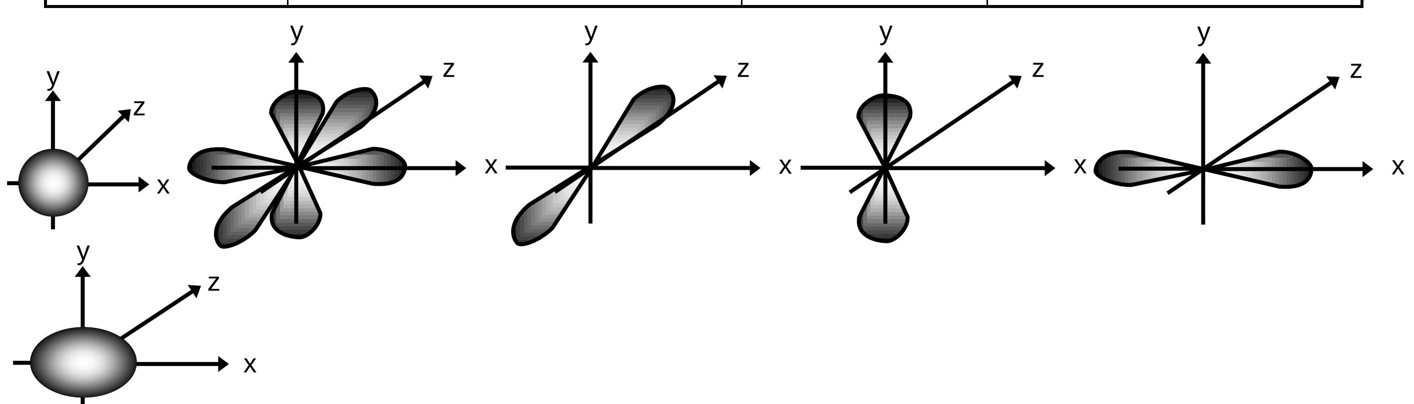
→ 0 , ... , (n – 1)

دلالة قيمة عدد الكم الثانوى	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ)	رتبة المستوى الرئيسى (n)
أى به مستوى فرعى واحد هو : s	0	1
أى به مستويين فرعيين هما : S , P	0 1	2
أى به 3 مستويات فرعية هى : S , P , d	0 1 2	3
أى به 4 مستويات فرعية هى : S , P , d , f	0 1 2 3	4

عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ)

عدد يمثل عدد الأوربيتالات فى المستويات الفرعية و إتجاهتها الفراغية . (و هو عدد فردى غالباً)

المستويات الفرعية	عدد الأوربيتالات	الشكل الفراغى	عدد الإلكترونات
S	1	كروى متماثل	2
P (P_x , P_y , P_z)	3	كمثرتين متقابلتين عند الرأس فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية	6
d	5	معقدة	10
f	7	معقدة جداً	14



- **أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى الواحد متساوية** فى الطاقة و **متشابهة** فى الشكل .
- **حساب عدد الكم المغناطيسى يتطلب معرفة عدد الكم الثانوى (ℓ)** لأن قيمة عدد الكم المغناطيسى تتراوح بين : (ℓ + , ... , 0 , ... , ℓ -) و ذلك لكل قيمة لـ ℓ .

فمثلاً : إلكترون المستوى الفرعى s **يكون** عدد الكم **الثانوى** له = صفر و عدد الكم **المغناطيسى** له = صفر .

فمثلاً : إلكترون المستوى الفرعى P **يكون** عدد الكم **الثانوى** له = ١ و عدد الكم **المغناطيسى** له **أحد الإحتمالات من (1- إلى 1+)** .

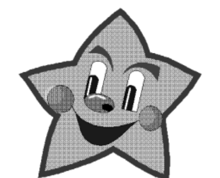
فمثلاً : إلكترون المستوى الفرعى d **يكون** عدد الكم **الثانوى** له = ٢ و عدد الكم **المغناطيسى** له **أحد الإحتمالات من (2- إلى 2+)** .

فمثلاً : إلكترون المستوى الفرعى f **يكون** عدد الكم **الثانوى** له = ٣ و عدد الكم **المغناطيسى** له **أحد الإحتمالات من (3- إلى 3+)** .

س : ما المقصود بالرمز ($3P_x$) .

جـ : أى الأوربيتال (P_x) يتبع المستوى الفرعى (P) الذى يتبع المستوى الرئيسى الثالث .

قيمة عدد الكم المغناطيسى ($m_\ell = 2\ell + 1$)	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ)	رتبة المستوى الرئيسى (n)
0	0 (1s)	1
0	0 (2s)	2
- 1 , 0 , + 1	1 (2p)	
0	0 (3s)	3
- 1 , 0 , + 1	1 (3p)	
- 2 , -1 , 0 , +1 , +2	2 (3d)	
0	0 (4s)	4
- 1 , 0 , + 1	1 (4p)	
- 2 , -1 , 0 , +1 , +2	2 (4d)	
-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3	3 (4f)	



عدد الكم المغزلى (m_S)

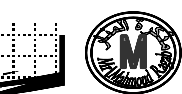
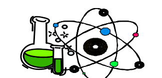
هو عدد يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره .

- لكل إلكترون حركتان : حركة حول محوره تسمى حركة مغزلية – حركة حول النواة تسمى حركة دورانية .
- كل أوربيتال يتسع لـ (2) إلكترون .

س علل : يتشبع المستوى الفرعى P بستة إلكترونات بينما يتشبع المستوى الفرعى d بعشرة إلكترونات.

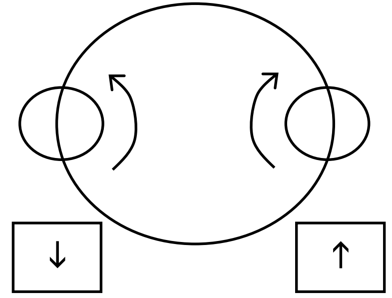
جـ : لأن المستوى الفرعى P به 3 أوربيتالات و المستوى الفرعى d به 5 أوربيتالات و كل أوربيتال يتشبع بإلكترونين فيتشبع المستوى الفرعى P بستة إلكترونات والمستوى الفرعى d بعشرة إلكترونات .

- عندما يتواجد إلكترونين فى نفس الأوربيتال يدور كل منهما حول محوره و تأخذ حركة أحدهما اتجاه عقارب الساعة (↑) و قيمة m_S له ½ + و الآخر عكس اتجاه عقارب الساعة (↓) و قيمة m_S له ½ - .

س علل : بالرغم من أن إلكترونى الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة لكنهما لا يتنافران .

جـ : لأنه نتيجة دوران أحدهما حول محوره داخل الأوربيتال فى إتجاه عقارب الساعة ينشأ مجال مغناطيسى يلاشى المجال المغناطيسى الناشئ من دوران الإلكترون الآخر حول محوره فى عكس إتجاه عقارب الساعة .



س : علل : يستحيل تواجد مستوى الطاقة الفرعى 2d فى الذرة .

جـ : لأن مستوى الطاقة **الرئيسى الثانى** يتكون من **مستويين فرعيين** فقط و هما 2p , 2S .

س : علل : غزل الإلكترونات المفردة فى إتجاه واحد .

جـ : لأن هذا يجعل الذرة أكثر إستقراراً (أى أقل طاقة) .

العلاقة بين عدد الكم الرئيسى و

عدد المستويات الفرعية

☒ عدد المستويات الفرعية يساوى رقم المستوى المنتمى له (n) .

• **مثال** : المستوى الأول له مستوى فرعى واحد والمستوى الثانى له مستويين فرعيين .

عدد الأوربيتالات

☒ عدد الأوربيتالات يساوى مربع رقم المستوى (n^2) .

• **مثال** : المستوى الثانى له أربعة أوربيتالات هى :

($2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$)

عدد الإلكترونات التى يتشبع بها المستوى

☒ عدد الإلكترونات يساوى ضعف مربع رقم المستوى ($2n^2$).

• **مثال** : المستوى الثانى يتسع لثمانية إلكترونات تتوزع كالآتى :

($2s^2$, $2p_x^2$, $2p_y^2$, $2p_z^2$)

حدد عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للإلكترونات التى تقع فى المستوى الرئيسى الثالث

قيمة عدد الكم المغزلى (m_s)	قيمة عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) - ℓ , … , 0 , … , + ℓ	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ) ℓ = 0 , …. , (n - 1)	قيمة عدد الكم الرئيسى (n)
+ 1/2 أو - 1/2	0	0 (3s)	3
+ 1/2 أو - 1/2	- 1 , 0 , + 1	1 (3p)	
+ 1/2 أو - 1/2	- 2 , -1 , 0 , +1 , +2	2 (3d)	

حدد القيم الممكنة لعدد الكم الثانوى للإلكترون الذى يقع فى المستوى الرئيسى الثانى ؟

∵ n = 2 و ∵ أقل قيمة لعدد الكم الثانوى ℓ = 0 ∵ أقصى قيمة لعدد الكم الثانوى = n - 1 ← (2 - 1) = 1

∴ قيم عدد الكم الثانوى " ℓ " تتراوح بين : 0 : 1 أى تساوى : 0 , 1

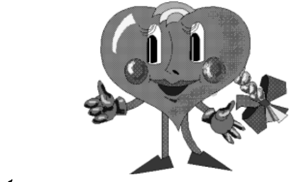
اللّهم من اعتز بك فلن يُذل ، و من اهتدى بك فلن يُضل ، و من استكثر بك فلن يُقل ، و من استقوى بك فلن يُضعف ، و من استغنى بك فلن يُفتقر ، و من استنصر بك فلن يُغلب ، و من توكل عليك فلن يُخيب ، و من جعلك ملاذاً فلن يُضيع ، و من اعتصم بك فقد هُدى إلى صراط مستقيم ، اللّهم فكن لنا ولياً و نصيرا ، و كن لنا مُعيناً و مجيرا ، إنك كنت بنا بصيرا ……… .

حدد عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للالكترونات التى تقع فى المستويات الفرعية الأتية : 1s , 2p , 3d , 4f

قيمة عدد الكم المغزلى (m_s)	قيمة عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) $-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ)	قيمة عدد الكم الرئيسى (n)	المستوى الفرعى
+ 1/2 أو - 1/2	0	0	1	1s
+ 1/2 أو - 1/2	- 1 , 0 , + 1	1	2	2p
+ 1/2 أو - 1/2	- 2 , -1 , 0 , +1 , +2	2	3	3d
+ 1/2 أو - 1/2	- 3 , - 2 , -1 , 0 , + 1 , +2 , +3	3	4	4f



قواعد توزيع الإلكترونات



١- مبدأ البناء التصاعدى

لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى .

يكون الترتيب الحقيقى للطاقة فى الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية (الحقيقية) الموجودة فى المستويات الأساسية و التى تختلف عن بعضها إختلاف طفيف فى الطاقة و تترتب المستويات الفرعية تصاعدياً كما يلى حسب طاقتها :

1s   2s   2p 3s   3p 4s   3d 4p 5s   4d 5p 6s   4f 5d 6p 7s   5f 6d 7p

◊ يحدد طاقة المستوى الفرعى قيمتى كلاً من n ، ℓ فمثلاً :

طاقة المستوى الفرعى 4s = 4 + 0 = 4 بينما طاقة المستوى الفرعى 3d = 2 + 3 = 5 فتكون طاقة 3d أكبر من طاقة 4s

س علل : يملأ مستوى الطاقة الفرعى 4s بالإلكترونات قبل المستوى الفرعى 3d

جـ : طبقاً لمبدأ البناء التصاعدى لأن المستوى الفرعى 4s أقل فى الطاقة من المستوى الفرعى 3d (ظاهرة تداخل المستويات) .

ملاحظات هامة جدا جدا

✓ إذا انتهى التوزيع الإلكترونى للعنصر بالمستوى الفرعى d و كان يحتوى على (4) أو (9) إلكترون فلابد من إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى 4s إلى المستوى الفرعى 3d ليصبح المستوى الفرعى d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقرار .

✓ تصبح الذرة مستقرة عندما تكون أوربيتالاتها الخارجية فى إحدى الحالات الآتية :

١ - فارغة تماماً .   ٢ - نصف ممتلئة .   ٣ - تامة الإمتلاء .

س : التركيب الإلكترونى للغلاف الخارجى لذرة النحاس (Cu_{29}) فى الحالة المستقرة هو : $[_{18}Ar]\ 4s^1 , 3d^{10}$ لماذا لا يكون $[_{18}Ar]\ 4s^2 , 3d^9$.

جـ : نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى 4s إلى المستوى الفرعى 3d فيصبح المستوى الفرعى 4s نصف ممتلئ و المستوى الفرعى 3d تام الإمتلاء فهذا يجعل الذرة أكثر استقراراً .

٢- قاعدة هوند

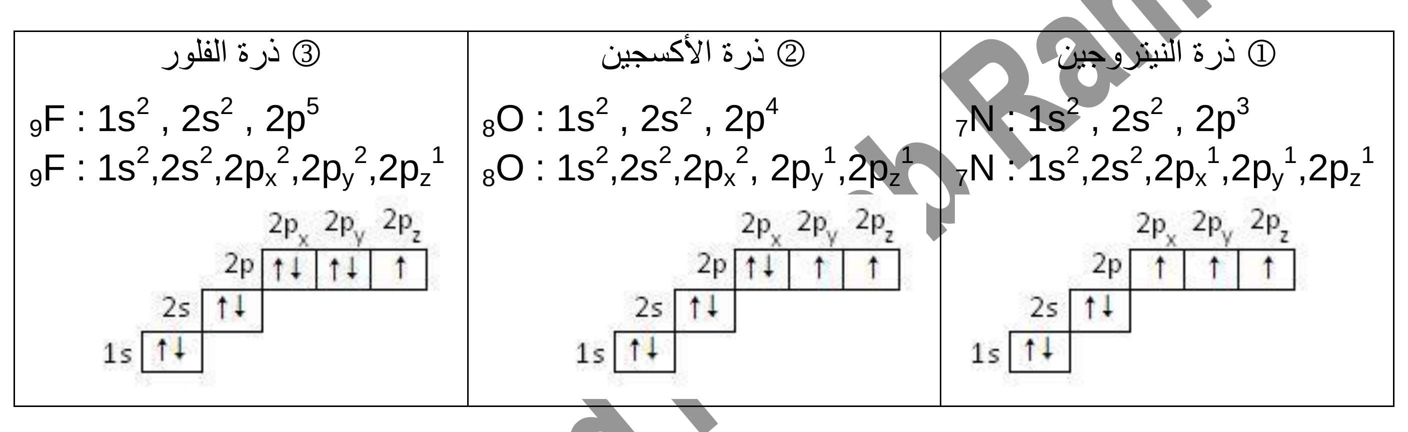
لا يحدث إزدواج بين إلكترونين فى مستوى فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً .

س علل : تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات فرادى أولا قبل أن تزدوج .

جـ : لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة ، لأن التنافر بين الإلكترونات فى حالة الإزواج يقلل من إستقرار الذرة .

س علل : يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون أخر فى نفس أوربيتال المستوى الفرعى عن الانتقال إلى أوربيتال مستقل فى المستوى الفرعى الأعلى .

جـ : لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة ، لأن التنافر بين الإلكترونات فى حالة الإزواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون إلى مستوى فرعى أعلى .



③ ذرة الفلور	② ذرة الأكسجين	① ذرة النيتروجين
$_9F : 1s^2 , 2s^2 , 2p^5$	$_8O : 1s^2 , 2s^2 , 2p^4$	$_7N : 1s^2 , 2s^2 , 2p^3$
$_9F : 1s^2,2s^2,2p_x^2,2p_y^2,2p_z^1$	$_8O : 1s^2,2s^2,2p_x^2, 2p_y^1,2p_z^1$	$_7N : 1s^2,2s^2,2p_x^1,2p_y^1,2p_z^1$

✓ نجد فى المثال الأول .. فى ذرة النيتروجين : يوجد فى المستوى الفرعى 2p ثلاثة أوربيتالات $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ وهى متساوية فى الطاقة و تبعاً لقاعدة هوند فقد تم وضع ثلاثة إلكترونات فى كل أوربيتال فرادى أولاً قبل أن تزدوج .

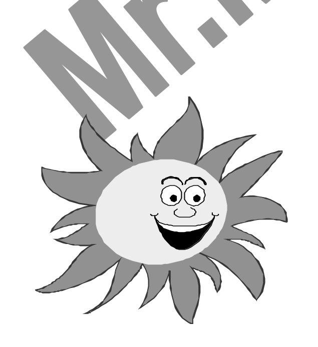
✓ نجد فى المثالين الثانى و الثالث تم تطبيق الإزدواج .

٣- مبدأ باولى للإستبعاد

لا يتفق إلكترونين فى ذرة واحدة فى نفس أعداد الكم الأربعة .

مثال : **إلكترونى المستوى الفرعى** $3s^2$

عدد الكم	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	+ 1/2
الإلكترون الثانى	3	0	0	- 1/2



يمكن توزيع الإلكترونات لأقرب غاز خامل كالتالى :

⑥ $[_{86}Rn]$ 7s	⑤ $[_{54}Xe]$ 6s	④ $[_{36}Kr]$ 5s	③ $[_{18}Ar]$ 4s	② $[_{10}Ne]$ 3s	① $[_2He]$ 2s

من قال سبحان الله و بحمده تكتب له ألف حسنة أو تحط عنه ألف سيئة

سبحان الله و بحمده سبحان الله العظيم

س : بين التوزيع الإلكترونى للذرات التالية تبعا لمبدأ البناء التصاعدى :

[$_9F$, $_{11}Na$, $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{30}Zn$]

① $_9F : 1s^2 , 2s^2 , 2p^5$

② $_{19}K : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^1$

③ $_{11}Na : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$

④ $_{20}Ca : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2$

⑤ $_{30}Zn : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10}$

س : كيف يمكن توزيع ذرة النيتروجين $_7N$ إلكترونيا بثلاثة طرق مختلفة .

① طريقة بور : 2 , 5

② طريقة مبدأ البناء التصاعدى : $1s^2 , 2s^2 , 2p^3$

③ طريقة قاعدة هوند : $1s^2 , 2s^2 , 2p_x^1 , 2p_y^1 , 2p_z^1$

حدد عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للإلكترون الأخير فى ذرة الفلور F_9

- لابد من كتابة التوزيع الإلكترونى بقاعدة هوند : $_9F : 1s^2,2s^2,2p_x^2,2p_y^2,2p_z^1$
- آخر إلكترون فى الذرة يقع فى $2p_y^1$ و بذلك يكون :

١- عدد الكم الرئيسى = ٢

٢- عدد الكم الثانوى = ١ (لأن التوزيع الإلكترونى ينتهى بالمستوى الفرعى **p**)

٣- عدد الكم المغناطيسى= صفر (لأن الإلكترون الأخير موجود فى الأوربيتال P_y)

٤- عدد الكم المغزلى = - ½ (لأنه ثانى إلكترون فى الأوربيتال)

س : العدد الذرى لعنصر الفلور = 9 .. أكتب التوزيع الإلكترونى لكل من [F^+ , F , F^-] فى الحالة المستقرة و ما هى التركيب الإلكترونى فى الغلاف الخارجى لكل منها .

- **النوزيع الإلكترونى للأوربيتالات فى حالة الإستقرار :**

① $F^+ : 1s^2 , 2s^2 , 2p^4$ ② $F : 1s^2 , 2s^2 , 2p^5$ ③ $F^- : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6$

- **التركيبات الإلكترونية فى الغلاف الخارجي (غلاف تكافؤها) :**

① $F^+ : 2s^2 , 2p^4$ ② $F : 2s^2 , 2p^5$ ③ $F^- : 2s^2 , 2p^6$

العدد الذرى : هو عدد البروتونات الموجبة فى النواة .

ملحوظة : العدد الذرى للذرة يساوى العدد الذرى للأيون فالعدد الذرى لذرة الفلور و أيون الفلوريد السالب يساوى 9 .

❁ كلمات مضيئة ❁

إذا كنت تحبّ السرور في الحياة فاعتنِ بصحتك، و إذا كنت تحبّ السعادة في الحياة فاعتنِ بخلقك، و إذا كنت تحبّ الخلود في الحياة فاعتنِ بعقلك، و إذا كنت تحبّ ذلك كله فاعتنِ بدينك.

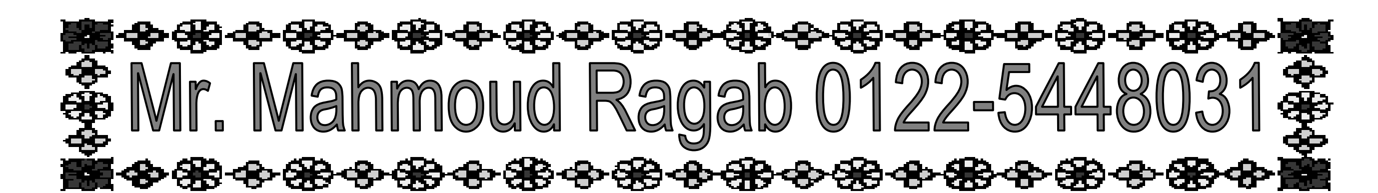
الباب الثانى

الجدول الدورى
و تصنيف العناصر





إذا كنت تحبّ السرور في الحياة فاعتنِ بصحتك، و إذا كنت تحبّ السعادة في الحياة فاعتنِ بخلقك، و إذا كنت تحبّ الخلود في الحياة فاعتنِ بعقلك، و إذا كنت تحبّ ذلك كله فاعتنِ بدينك.



الجدول الدورى الحديث : هو جدول رتبت فيه العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب الزيادة فى أعدادها الذرية .

❖ **تم ترتيب العناصر فى الجدول تبعاً لمبدأ البناء التصاعدى بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه بإلكترون واحد .**

❖ **باسترجاع ترتيب المستويات الفرعية تبعاً للزيادة فى الطاقة نجدها تتفق مع ترتيب العناصر فى الجدول الدورى الحديث كما يلى :**

1s   2s   2p 3s   3p 4s   3d 4p 5s   4d 5p 6s   4f 5d 6p 7s   5f 6d 7p

وصف الجدول الدورى الحديث

١- يتكون من ١٨ مجموعة رأسية و ٧ دورات أفقية .
٢- رتبت فيه العناصر تصاعدياً حسب الزيادة فى العدد الذرى و طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية .
٣- تبدأ كل دورة بامتلاء مستوى طاقة جديد بإلكترون واحد و يتتابع ملء المستويات الفرعية حتى نصل للغاز الخامل .
٤- عناصر كل دورة لها نفس عدد الكم الرئيسى (n) .
٥- عناصر المجموعة الواحدة متشابهة فى التركيب الإلكترونى لمستوى الطاقة الأخير فيما عدا عدد الكم الرئيسى n .
٦- ينقسم إلى أربع فئات هى (s , p , d , f) .

(١) الفئة (s)

١- تشغل المنطقة اليسرى من الجدول الدورى .
٢- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى s .
٣- توزع عناصرها فى مجموعتين فقط لأن المستوى الفرعى s يتسع لإلكترونين فقط هما :
المجموعة (1A) وتركيبها الإلكترونى ns^1 .
المجموعة (2A) وتركيبها الإلكترونى ns^2 .

(٢) الفئة (p)

١- تشغل المنطقة اليمنى من الجدول الدورى .
٢- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى p .
٣- توزع عناصرها فى ستة مجموعات لأن المستوى الفرعى P يتسع لـ ٦ إلكترونات وهى :

- المجموعة (III-A) وتركيبها الخارجى (np^1) ، المجموعة (IV-A) وتركيبها الخارجى (np^2) .
- المجموعة (V-A) وتركيبها الخارجى (np^3) ، المجموعة (VI-A) وتركيبها الخارجى (np^4) .
- المجموعة (VII-A) وتركيبها الخارجى (np^5) ، المجموعة (0) وتركيبها الخارجى (np^6) .

س : قارن بين عناصر الفئة s وعناصر الفئة p .



(٣) الفئة (d)

١- تشغل المنطقة الوسطى من الجدول الدورى .
٢- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى d .
٣- توزع عناصرها فى عشرة صفوف رأسية [7 تخص مجموعات B و ثلاثة تخص المجموعة الثامنة 8] .
٤- توزع عناصرها فى ثلاثة دورات أفقية .

توزع عناصر الفئة (d) في الجدول الدورى الحديث في ثلاث سلاسل أفقية هى :

a) **السلسلة الانتقالية الأولى** : تقع فى الدورة الرابعة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 3d - تشمل العناصر من السكانديوم Sc حتى الخارصين Zn .

b) **السلسلة الانتقالية الثانية** : تقع فى الدورة الخامسة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 4d - تشمل العناصر من اليوتيريوم Y حتى الكادميوم Cd .

c) **السلسلة الانتقالية الثالثة** : تقع فى الدورة السادسة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 5d - تشمل العناصر من اللنثانيوم La حتى الزئبق Hg .



(٤) الفئة (f)

- تفصل أسفل الجدول الدورى حتى لا يكون طويل .
- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى f .
- تستوعب أربعة عشرة عنصراً و تتكون من سلسلتين هما اللنثانيدات و الأكتينيدات.

س : قارن بين سلسلة اللنثانيدات و سلسلة الأكتينيدات .

اللنثانيدات	الأكتينيدات
تقع فى الدورة السادسة . تسمى العناصر الأرضية النادرة . يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 4f .	تقع فى الدورة السابعة . تسمى العناصر المشعة . يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 5f .

س علل : تسمى الأكتينيدات بالعناصر المشعة.

جـ : لأن أنويتها غير مستقرة .

س علل : كانت تسمى عناصر اللنثانيدات بالعناصر الأرضية النادرة .

جـ : لأنها شديدة التشابه بحيث يصعب فصلها عن بعضها لأن مستوى التكافؤ الخارجى لها جميعاً هو $6S^2$.

أنواع العناصر في الجدول الدورى الحديث

يضم الجدول الدورى الحديث أربعة أنواع من العناصر هى :

(١) العناصر النبيلة

① هى عناصر المجموعة الصفرية أو 18 (الصف الرأسى الأخير من الفئة p) .

② تركيبها الإلكترونى np^6 ماعدا الهيليوم $_2He$ تركيبه $1s^2$.

③ تتميز بإمتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات لذا فهى مستقرة .



س علل : العناصر النبيلة مستقرة تماما و تكون مركبات بصعوبة .

س علل : لا تدخل العناصر النبيلة فى أى تفاعل كيميائى فى الظروف العادية" .

(٢) العناصر الممثلة

① هى عناصر الفئتين s ، p ما عدا المجموعة الصفرية (العناصر الخاملة) .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا مستوى الطاقة الأخير .

③ تميل للوصول للتركيب الإلكترونى : ns^2, np^6 لمستوياتها الخارجية بفقد أو إكتساب أو مشاركة الإلكترونات .

(٣) العناصر الانتقالية الرئيسية

① هى عناصر الفئة d .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا المستويين الأخيرين .

(٤) العناصر الانتقالية الداخلية

① هى عناصر الفئة f .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا الثلاثة مستويات الأخيرة .

س : قارن بين العناصر الانتقالية الرئيسية والعناصر الانتقالية الداخلية .

س علل : تفصل العناصر الانتقالية الداخلية تحت الجدول .



س : كيف يمكنك أن تحدد موقع أى عنصر فى الجدول الدورى .

لتحديد الدورة : عن طريق أكبر عدد كم رئيسى فى التركيب الإلكترونى للعنصر . (**أعلى رقم أمام المستوى الفرعى** s)

لتحديد المجموعة :

✓ بالنسبة للعناصر الممثلة : رقم المجموعة = مجموع إلكترونات المستويين s , p اللذين لهما نفس رقم n .

✓ بالنسبة للعناصر الانتقالية : يتم جمع الإلكترونات فى المستويين الفرعيين [ns , (n - 1) d] فإذا كان :

- المجموع من (٣ إلى ٧) : يضاف حرف (B) إلى المجموع .
- المجموع (٨ أ، ٩ أ، ١٠) : تسمى المجموعة الثامنة .
- المجموع (١١) : تسمى المجموعة (1 B) .
- المجموع (١٢) : تسمى المجموعة (2B) .



س : اكتب التوزيع الإلكترونى للعناصر التالية و حدد موقعها فى الجدول الدورى : ($_{8}O$, $_{18}Ar$, $_{20}Ca$, $_{30}Zn$)

رقم المجموعة	رقم الدورة	التوزيع الإلكترونى	العنصر
السادسة (6A)	٢	$1s^2,2s^2,2p^4$	الأكسجين $_{8}O$
الصفرية (0)	٣	$1s^2,2s^2,2p^6,3s^2,3p^6$	الأرجون $_{18}Ar$
الثانية (2A)	٤	$1s^2,2s^2,2p^6,3s^2,3p^6,4s^2$	الكالسيوم $_{20}Ca$
الثانية عشر (2B)	٤	$1s^2,2s^2,2p^6,3s^2,3p^6,4s^2,3d^{10}$	الخارصين $_{30}Zn$

ملاحظات هامة (معلومات إضافية)

عناصر الدورة :

- مجموعة من العناصر مختلفة الخواص مرتبة تصاعدياً حسب الزيادة فى أعداها الذرية من اليسار الى اليمين .
- لها نفس عدد مستويات الطاقة (عدد الكم الرئيسى) و تختلف فى عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير .
- يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار واحد إلكترون .
- كل دورة تبدأ بعنصر من الفئة s و تنتهى بغاز خامل .

عناصر المجموعة :

- هى مجموعة من العناصر متشابهة الخواص مرتبة تصاعديا من أعلى الى أسفل حسب الزيادة فى أعداها الذرية .
- لها نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير و تختلف فى عدد الكم الرئيسى .
- يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار مستوى طاقة مكتمل .

س علل : عناصر المجموعة الواحدة متشابهة فى الخواص .

جـ : لأنها تحتوى على نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير .

س علل : الدورة الأولى تضم عنصرين بينما الدورة الثانية تضم ٨ عناصر .

جـ : لأنه فى الدورة الأولى يتتابع ملء المستوى الفرعى s فقط بينما فى الدورة الثانية يتتابع ملء المستويين الفرعيين p , s .

س : عنصر توزيعه الإلكترونى هو $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$ أكتب التركيب الإلكترونى للعنصر الذى يليه فى نفس الدورة و التوزيع الإلكترونى للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة .

جـ : ....

....

تدرج الخواص فى الجدول الدورى

أولا : نصف قطر الذرة (الحجم الذرى)

س علل : لا يمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائيا .

جـ : لأن النظرية الموجية أظهرت أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط لذا فمن الخطأ أن نعرف نصف القطر على أنه المسافة بين النواة و أبعد إلكترون .

- **<u>نصف القطر التساهمى</u> : هو نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزئ ثنائى الذرة .**
- **<u>طول الرابطة</u> : هو المسافة بين نواتى ذرتين متحدتين .**

فى المركبات الأيونية : **التى تتكون من أيونات موجبة و أيونات سالبة** <u>مثل</u> بلورة كلوريد الصوديوم فيمكن قياس المسافة بين مركزى الأيونين و بالتالى فإن طول الرابطة يساوى مجموع نصفى قطرى الأيونين (نصف القطر هنا أيونى و ليس تساهمى بسبب الرابطة الأيونية) **و يعتمد نصف القطر الأيونى** على <u>عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة</u> .

تدرج خاصية نصف القطر فى الجدول الدورى

☒ **<u>أولاً : فى الدورات الأفقية</u>** : **<u>يقل</u>** نصف القطر كلما اتجهنا يميناً فى **<u>الدورات</u>** الأفقية بزيادة العدد الذرى لأنه **<u>بزيادة</u>** العدد الذرى **<u>تزداد</u>** **<u>شحنة النواة الفعالة</u>** تدريجياً **<u>فتزداد</u>** قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ **<u>فيتقلص</u>** نصف قطر الذرة .

☒ **<u>ثانياً : فى المجموعات الرأسية</u>** : **<u>يزداد</u>** نصف قطر الذرة كلما اتجهنا لأسفل فى **<u>المجموعات</u>** الرأسية بزيادة العدد الذرى **<u>بسبب</u>** : زيادة التنافر بين الإلكترونات و بعضها - زيادة عدد مستويات الطاقة - مستويات الطاقة الممتلئة تحجب تأثير جذب النواة على الإلكترونات .

☒ **<u>لكل نواة شحنتان</u> :**

١- الشحنة الفعالة : **و هى الشحنة الفعلية للنواة التى يتأثر بها إلكترون ما فى ذرة ما .**

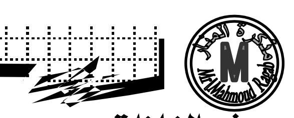
٢- الشحنة الكلية : **وهى الشحنة التى يعبر عنها بعدد البروتونات داخل النواة .**



و تكون الشحنة الفعالة للنواة <u>أقل من</u> الشحنة الكلية لأن بعض الإلكترونات الداخلية تحجب جزء من هذه الشحنة عن الإلكترون موضع الدراسة .

☒ أكبر ذرات عناصر الدورة الواحدة (حجماً) هى ذرات عناصر المجموعة الأولى .

☒ أقل ذرات عناصر الدورة الواحدة (حجماً) هى ذرات عناصر المجموعة السابعة (الهالوجينات) .



فى الفلزات :

١- يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة شحنة النواة الفعالة فى حالة الأيون .

س علل : يقل نصف قطر أيون الصوديوم الموجب Na^+ عن نصف قطر ذرة الصوديوم Na .

٢- كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره .

السبب : زيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات .

س علل: نصف قطر أيون الحديد (III) أقل من نصف قطر أيون الحديد (II) .

فى اللافلزات :

١- يزداد نصف قطر الأيون السالب عن نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات .

س علل : يزداد نصف قطر أيون الكلوريد السالب Cl^- عن نصف قطر ذرة الكلور Cl .

٢- كلما زادت شحنة الأيون السالب كلما زاد نصف قطره .

السبب : لأنه كلما زادت الشحنة السالبة يزداد التنافر بين الإلكترونات فيزيد نصف القطر .



س علل: نصف قطر أيون الأكسجين (I) أقل من نصف قطر أيون الأكسجين (II) .

رتب العناصر الأتية حسب نصف القطر : $_{11}Na$, $_{17}Cl$, $_{19}K$

قوانين هامة

فى الذرتين المتماثلتين : طول الرابطة = ٢ × نصف قطر إحدى الذرتين (٢ نق)

فى الذرتين غير المتماثلتين : طول الرابطة = مجموع نصفى قطرى الذرتين (نق١ + نق٢)

فى المركبات الأيونية : طول الرابطة الأيونية = نصف قطر الأيون الموجب + نصف قطر الأيون السالب .

مثال :

إذا كان طول الرابطة فى جزئ الكلور (Cl – Cl) تساوى ١,٩٨ A^0 و طول الرابطة بين ذرة الكربون و الكلور (C – Cl) تساوى ١,٧٦ A^0 .. احسب نصف قطر ذرة الكربون .

الحـــل

نصف قطر ذرة الكلور (Cl) = $\frac{\text{طول الرابطة (Cl - Cl)}}{٢}$ = $\frac{١,٩٨}{٢}$ = ٠,٩٩ A^0

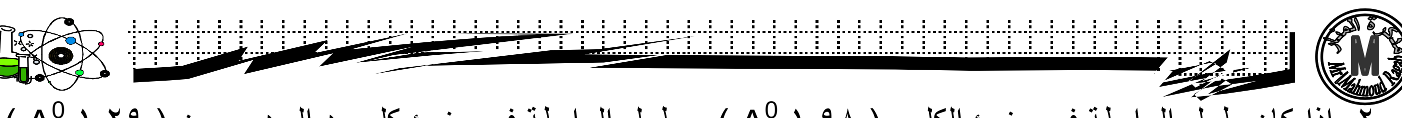
نصف قطر ذرة الكربون (C) = طول الرابطة (C – Cl) – نصف قطر ذرة الكلور (Cl)

= ١,٧٦ – ٠،٩٩ = ٠,٧٧ A^0

تدريبات

١- إذا كان طول الرابطة فى جزئ أكسيد النيتريك (١,٣٦ A^0) و طول الرابطة فى جزئ الأكسجين (١,٣٢ A^0)

احسب نصف قطر ذرة النيتروجين .



٢- إذا كان طول الرابطة فى جزئ الكلور (A^0 ١,٩٨) و طول الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين (A^0 ١,٢٩) احسب نصف قطر ذرة الهيدروجين .

٣- إذا كان طول الرابطة فى جزئ اليود (A^0 ٢,٦٦) و طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين (A^0 ٠,٦) احسب طول الرابطة فى جزئ يوديد الهيدروجين .

٤- إذا كان طول الروابط فى جزئ الماء (A^0 ١,٩٦) و طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين (A^0 ٠,٦) احسب نصف قطر ذرة الأكسجين .

ثانيا : جهد التأين (طاقة التأين)

هو مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة و هى فى الحالة الغازية .

❖ إذا إكتسبت الذرة كمية **محدودة** من الطاقة (طاقة إثارة) فإن إلكتروناتها تثار و تنتقل لمستويات طاقة أعلى ، و لكن إذا كانت كمية الطاقة **كبيرة** (طاقة تأين) فإنها طرد أضعف الإلكترونات إرتباطاً بالذرة و تصبح الذرة أيون موجب .

س : قارن بين طاقة الإثارة و طاقة التأين .

❖ حيث أنه يمكن إزالة إلكترون أو إثنين أو ثلاثة من الذرة لذا يوجد جهد تأين أول و ثان و ثالث ... إلخ .
❖ جهد التأين يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى و مع قابلية فقد الإلكترونات .
❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر فى جهد التأين فى الدورة الواحدة .
❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر فى جهد التأين فى الدورة الواحدة .
❖ جهد التاين ماص للحرارة .

س: قارن بين جهد التأين الأول و جهد التأين الثانى .

جهد التأين الأول	جهد التأين الثانى
مقدار الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من الذرة المفردة الغازية . $M \longrightarrow M^+ + e^-$	مقدار الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من أيون يحمل شحنة موجبة واحدة . $M^+ \longrightarrow M^{2+} + e^-$
يؤدى لتكوين أيون يحمل شحنة موجبة	يؤدى لتكوين أيون يحمل شحنتين موجبتين
قيمته **أقل** من جهد التأين الثانى	أكبر من جهد التأين الأول **لزيادة** شحنة النواة الفعالة

تدرج خاصية جهد التأين فى الجدول الدورى

❖ **أولاً : فى الدورات الأفقية : تزداد** قيمة جهد التأين كلما اتجهنا يميناً فى **الدورة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **لصغر** نصف قطر الذرة **و زيادة** شحنة النواة الفعالة **فيزداد** جذبها لإلكترونات التكافؤ **فتزداد** الطاقة اللازمة لفصلها عن الذرة .

❖ **ثانياً : فى المجموعات الرأسية : يقل** جهد التأين رأسياً فى **المجموعة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **لزيادة** نصف قطر الذرة **فتقل** قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ **فتقل** الطاقة اللازمة لفصلها عن الذرة .

س علل : جهد التأين الأول للغازات النبيلة فى المجموعة الصفرية مرتفع جدا .

جـ : لإستقرار نظامها الإلكترونى حيث يصعب إزاحة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل .

س علل : يزداد جهد التأين الثانى عن جهد التأين الأول .

جـ : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة .

<u>مثال</u>: عنصر الماغنسيوم ($_{12}Mg$) له أكثر من جهد تأين :

$$\underset{(2-8-2)}{Mg} \xrightarrow[\text{الأول}]{\text{جهد التأين}} \underset{(2-8-1)}{Mg^{+}} + e^{-} , \Delta H = +737 \quad k.j/mole$$

$$\underset{(2-8-1)}{Mg^{+}} \xrightarrow[\text{الثاني}]{\text{جهد التأين}} \underset{(2-8)}{Mg^{+2}} + e^{-} , \Delta H = +1450 \quad k.j/mole$$

$$\underset{(2-8)}{Mg^{+2}} \xrightarrow[\text{الثالث}]{\text{جهد التأين}} \underset{(2-7)}{Mg^{+3}} + e^{-} , \Delta H = +7730 \quad k.j/mole$$



س علل : يزداد جهد التأين الثانى للماغنسيوم عن جهد التأين الأول له .

جـ : لزيادة شحنة النواة الفعالة .

س علل : جهد التأين الثالث للماغنسيوم يزداد زيادة كبيرة جدا .

جـ : لأنه يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل .



(٣) القابلية الإلكترونية (الميل الإلكترونى)

هي مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناً .

❖ المعنى : ميل الذرة لإكتساب إلكترون يكون مصحوب بإنطلاق طاقة :

$X \quad + \quad e^{-} \quad \rightarrow \quad X^{-} \quad + \quad e \quad vH \quad \Delta \quad = -$ ة

❖ تكون قيم الميل الإلكترونى كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملء مستوى طاقة فرعى أو جعله نصف ممتلئ فكلاهما (الإمتلاء النصفى أو الكلى) يعمل على استقرار الذرة .

❖ الميل الإلكترونى يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى .

❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر فى الميل الإلكترونى فى الدورة الواحدة .

❖ ترتيب عناصر المجموعة 7A حسب الميل هو I < Br < F < Cl .

❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر فى الميل الإلكترونى فى الدورة الواحدة .

❖ الميل الإلكترونى طارد للحرارة .

<u>تدرج خاصية الميل الإلكتروني في الجدول الدوري</u>

❖ **<u>أولاً : في الدورات الأفقية</u>** : **<u>يزداد</u>** الميل الإلكترونى فى **الدورة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **<u>لصغر</u>** الحجم الذرى مما **<u>يسهل</u>** على النواة جذب الإلكترون الجديد .

❖ **<u>ثانياً : في المجموعات الرأسية</u>** : **<u>يقل</u>** الميل الإلكترونى فى **المجموعة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **<u>لزيادة</u>** الحجم الذرى فيقل جذب النواة للإلكترون الجديد .

علل : عدم الانتظام فى الميل الإلكترونى لكل من : البيريليوم $_{4}Be$ والنيتروجين $_{7}N$ والنيون $_{10}Ne$.

* **<u>فى حالة البيريليوم</u> :** توزيعه الإلكترونى $1s^2,2s^2$ نجد أن المستوى الفرعى **الأخير** 2S **ممتلىء** فتكون الذرة مستقرة

* **<u>فى حالة النيتروجين</u> :** توزيعه الإلكترونى $1s^2,2s^2,2p^3$ نجد أن المستوى الفرعى **الأخير** 2p **نصف ممتلئ** فتكون الذرة مستقرة .

* **<u>فى حالة النيون</u> :** توزيعه الإلكترونى $1s^2,2s^2,2p^6$ نجد أن جميع مستوياتها الفرعية ممتلئة فتكون الذرة مستقرة .

س علل : الميل الإلكترونى للفلور أقل من الميل الإلكترونى للكلور رغم أن حجم ذرة الفلور أصغر .

جـ : لصغر حجم ذرة الفلور فيتأثر الإلكترون الجديد بقوة تنافر قوية مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلاً حول نواة ذرة الفلور .

رابعا : السالبية الكهربية

هى قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

تدرج خاصية السالبية الكهربية فى الجدول الدورى

❖ **أولا : فى الدورات الأفقية : تزداد** السالبية الكهربية فى **الدورات** الأفقية بزيادة العدد الذرى .

❖ **ثانيا : فى المجموعات الرأسية : تقل** السالبية الكهربية فى **المجموعات** الرأسية بزيادة العدد الذرى (علل بنفسك) .

❖ الفلور يعتبر أعلى العناصر سالبية كهربية **" علل "** لأنه يقع أعلى يمين الجدول و السالبية الكهربية تزيد فى الدورات و تقل فى المجموعات .

❖ السيزيوم يعتبر أقل العناصر سالبية كهربية **" علل "** لأنه يقع أسفل يسار الجدول و السالبية الكهربية تزيد فى الدورات و تقل فى المجموعات .

❖ **الفرق** فى السالبية الكهربية يلعب دور فى تحديد نوع الرابطة بين الذرات.

❖ **الفلزات** لها أقل سالبية كهربية لكبر نصف قطرها .

❖ **اللافلزات** لها أكبر سالبية كهربية لصغر نصف قطرها .

الميل الإلكترونى	السالبية الكهربية
مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناً .	قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .
مصطلح يشير إلى طاقة	يتم التعبير عنها بأرقام و لا تشير إلى طاقة
تعبر عن الذرة المفردة	تعبر عن الذرة المرتبطة

(٥) الخاصية الفلزية و اللافلزية

الفلزات	اللافلزات
عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها **بأقل** من نصف سعته .	عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها **بأكثر** من نصف سعته .
تتميز **بكبر** أنصاف أقطارها مما يؤدى إلى **صغر** جهد تأينها و ميلها الإلكترونى و سالبيتها الكهربية .	تتميز **بصغر** أنصاف أقطارها مما يؤدى إلى **كبر** جهد تأينها و ميلها الإلكترونى و سالبيتها الكهربية .
عناصرها **كهروموجبة** ؛ لأنها تفقد إلكترونات غلاف تكافؤها و تصبح أيونات **موجبة** لتصل إلى التركيب الإلكترونى للغاز الخامل الذى يسبقها .	عناصرها **كهروسالبة** ؛ لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف تكافؤها و تصبح أيونات **سالبة** لتصل إلى التركيب الإلكترونى للغاز الخامل الذى يليها .
جيدة التوصيل للكهرباء ؛ **لسهولة** انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخلها .	**رديئة التوصيل للكهرباء** ؛ لشدة ارتباط إلكترونات التكافؤ بالنواة لذا **يصعب** انتقال هذه الإلكترونات من مكان لآخر داخلها .
أقواها **السيزيوم** و يقع **أسفل يسار** الجدول الدورى .	أقواها **الفلور** و يقع **أعلى يمين** الجدول الدورى .

أول من قسم العناصر إلى قسمين رئيسيين ـ فلزات و لافلزات ـ هو العالم " برزيليوس " .

أشباه الفلزات



١- عناصر لها مظهر الفلزات و معظم خواص اللافلزات .
٢- سالبيتها الكهربية متوسطة بين الفلزات و اللافلزات .
٣- توصيلها الكهربى أقل من الفلزات و أكبر كثيراً من اللافلزات .
٤- لها استخدامات صناعية مهمة ؛ فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل **الترانزستورات** كأشباه موصلات .

أمثلة :

بورون	سليكون	جرمانيوم	زرنيخ	أنتيمون	تيلوريوم	إستاتين
B	Si	Ge	As	Sb	Te	At

تدرج الخاصية الفلزية و اللافلزية في الجدول الدورى

❖ **أولاً : في الدورات الأفقية** : تقل الصفة الفلزية من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذرى بسبب نقص نصف القطر حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تزداد الصفة اللافلزية و تنتهى الدورة بغاز خامل .

نلاحظ أنه فى أى دورة : تحتوى المجموعة الأولى (الأقلاء) على أقوى الفلزات و تحتوى المجموعة السابعة (الهالوجينات) على أقوى اللافلزات.

❖ **ثانياً : في المجموعات الرأسية** : كلما اتجهنا لأسفل فى المجموعة بزيادة العدد الذرى **تزداد** الخاصية الفلزية .

نستنتج مما سبق أن :

❖ **أقوى الفلزات في الجدول الدورى يقع أسفل يسار الجدول و هو السيزيوم.**
❖ **أقوى اللافلزات في الجدول الدورى يقع أعلى يمين الجدول و هو الفلور.**



سادسا : الخاصية الحامضية و القاعدية

أولاً : الأكاسيد الحامضية : هى أكاسيد لافلزية تذوب فى الماء و تعطى أحماض .

✓ عند ذوبان أكاسيد اللافلزات فى الماء تعطى أحماضاً :

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ ں ال كبري تيك

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$ ں ال كربونيك

✓ تتفاعل الأكاسيد الحامضية مع القلويات لتعطى ملح و ماء :

$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

ثانياً : الأكاسيد القاعدية : هى أكاسيد فلزية بعضها يذوب فى الماء و تعطى قلويات .

✓ بعض أكاسيد الفلزات تذوب فى الماء لتعطى قلويات ، و بعضها لا يذوب فى الماء :

$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$

$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$

✓ تتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض لتعطى ملح و ماء :

$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$

$MgO + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$



ثالثاً : الأكاسيد المترددة : هى أكاسيد تتفاعل تارة كأكاسيد قاعدية و تارة أخرى كأكاسيد حامضية .

أمثلة : أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 ، أكسيد الأنتيمون Sb_2O_3 ، أكسيد الخارصين ZnO ، أكسيد القصدير SnO

$$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

تدرج الخواص الحامضية و القاعدية فى الجدول الدورى

❖ **أولاً : فى الدورات الأفقية :** بزيادة العدد الذرى **تقل** الصفة القاعدية **للأكسيد** و **تزداد** الصفة الحامضية .

❖ **ثانياً : فى المجموعات الرأسية :** في المجموعة الأولى (1A) نجد أنه **تزداد** الصفة القاعدية كلما اتجهنا لأسفل و فى المجموعة (7A) **تزداد** الصفة الحامضية فى مركباتها الهيدروجينية .

س علل : تزداد الصفة الحامضية لعناصر المجموعة السابعة (7A) فى مركباتها الهيدروجينية على عكس المتوقع .

جـ : لزيادة نصف قطر ذرة العنصر فيقل جذب ذرة الهيدروجين فيسهل تأينها .

الصيغة العامة (MOH)

تستخدم هذه الصيغة للتعبير عن الأحماض و القواعد و هى مركبات هيدروكسيلية " M ذرة العنصر " .

☒ **طرق تأين (MOH) :** نفترض أن الذرات الثلاثة مرتبة فى مثلث **فإن هناك**

ثلاثة حالات للتأين :

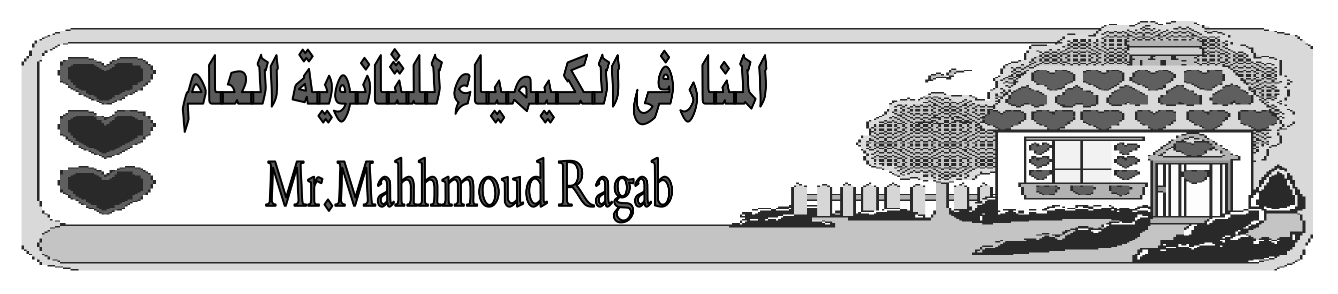
M^+ تنافر تجاذب H^+ تجاذب O^-

١- حالتان للذرة (M^+) إما أن تكون ذرة فلز أو ذرة لا فلز :

	الذرة (M^+) فلز	الذرة (M^+) لا فلز
نصف القطر	كبير	صغير
قوة الجذب	قوة الجذب بين (M^+ , O^-) **أقل** من قوة الجذب بين (H^+ , O^-)	قوة الجذب بين (M^+ , O^-) **أكبر** من قوة الجذب بين (H^+ , O^-)
التأين	تتأين **كقاعدة** و تعطى أيونات **هيدروكسيد**	تتأين **كحمض** و تعطى أيونات **هيدروجين**
معادلة التفاعل	$MOH \longrightarrow M^+ + OH^-$	$MOH \longrightarrow MO^- + H^+$

٢- أما الحالة الثالثة : إذا تساوت قوتا التجاذب بين (M^+ , O^-) من جهة و بين (H^+ , O^-) من جهة أخرى فإن المادة تتأين كحمض أو كقلوى و يتوقف ذلك على وسط التفاعل فهى تتأين كحمض فى الوسط القلوى و تتأين كقلوى فى الوسط الحمضى و تسمى فى هذه الحالة مادة مترددة مثل هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$.

و تعتمد قوة الجذب السابقة على ذرة العنصر من حيث : الحجم و مقدار الشحنة الكهربية .



الأحماض الأكسجينية

تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين **غير المرتبطة** بذرات الهيدروجين ، فإذا مثلنا الحمض الأكسجينى بالصيغة العامة [$MO_n(OH)_m$] حيث : M هى ذرة العنصر فنجد أن الحمض **الأقوى** هو الذى يحتوى على عدد **أكبر** من ذرات الأكسجين O_n **غير المرتبطة** بالهيدروجين .

أسم الحمض و صيغته	صيغة الحمض تبعاً للقاعدة $MO_n(OH)_m$	عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات هيدروجين O_n	قوة الحمض
حمض الأرثوسيليكونيك H_4SiO_4	$Si(OH)_4$	صفر	ضعيف
حمض الأرثوفوسفوريك H_3PO_4	$PO(OH)_3$	١	متوسط
حمض الكبريتيك H_2SO_4	$SO_2(OH)_2$	٢	قوى
حمض البيروكلوريك $HClO_4$	$ClO_3(OH)$	٣	قوى جداً

س علل : **حمض** $ClO_3(OH)$ **أقوى من حمض** $PO(OH)_3$.

جـ : لأن حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$ **يحتوى على ٣ ذرات أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين بينما حمض الأرثوفوسفوريك** $PO(OH)_3$ **يحتوى على ٢ ذرة أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين و كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجينى .**

سابعاً : أعداد التأكسد

التكافؤ : هو عدد ذرات الهيدروجين التى تتحد مع ذرة واحدة من العنصر.

مثال : الأكسجين ثنائى التكافؤ لأن ذرة منه تتحد مع ذرتين من الهيدروجين كما فى الماء (H_2O)

عدد التأكسد : عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة فى المركب سواء كان مركباً أيونياً أو تساهمياً .

⇦ **ما هى مميزات استخدام أعداد التأكسد** : (**عدد التأكسد أفضل من التكافؤ**) عدد التأكسد يوضح نوع التغير الحادث للعنصر أثناء التفاعل الكيميائى من أكسدة أو اختزال .

الأكسدة : عملية فقد الذرة إلكترونات ينتج عنها **زيادة** فى الشحنة الموجبة **أو** نقص فى الشحنة السالبة .

الاختزال : عملية إكتساب الذرة إلكترونات ينتج عنها **زيادة** فى الشحنة السالبة **أو** نقص فى الشحنة الموجبة .

حساب أعداد التأكسد

* جزئ العنصر الذى يتكون من ذرتين أو أكثر مثل P_4 ، O_3 ، S_8 ، N_2 يكون عدد تأكسد العنصر مساو **صفر** لأن الإزاحة الإلكترونية فى الروابط بين الذرات متساوية لأن الذرات **متساوية** فى السالبية الكهربية .

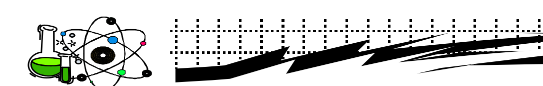
قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد

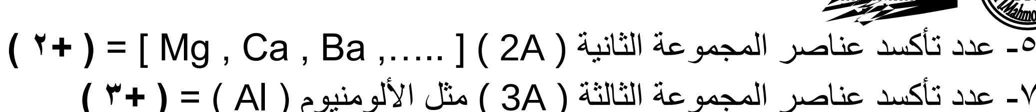
١- عدد تأكسد عناصر الأقلاء (1A) فى مركباتها [Li , Na , K , Rb , Cs] = **(١+)**

٢- عدد تأكسد عناصر الهالوجينات (7A) فى مركباتها [F , Cl , Br , I] = **(١-)**

٣- عدد تأكسد العناصر النبيلة (0) [He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn] = **صفر**

٤- عدد تأكسد أى ذرة فى جزئ العنصر [Cl_2 , N_2 , O_3 , P_4 , S_8] = **صفر**





٥- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثانية (2A) [Mg , Ca , Ba ,.....] = **(+٢)**

٧- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثالثة (3A) مثل الألومنيوم (Al) = **(+٣)**

٨- عدد تأكسد الأكسجين (O) فى معظم مركباته = **(-٢)** .... ما عدا :

(أ) الأكاسيد الفوقية [H_2O_2 , Na_2O_2 , K_2O_2] = **(-١)**

(ب) سوبر أكسيد البوتاسيوم (KO_2) = **(-½)**

(جـ) فلوريد الأكسجين (OF_2) = **(+٢)**

٩- عدد تأكسد الهيدروجين فى معظم مركباته **(+١)** .. عدا هيدريدات الفلزات [LiH , NaH , CaH_2] = **(-١)**

١٠- مجموع أعداد التأكسد العناصر المختلفة فى الجزئ المتعادل = **صفر**

١١- عدد تأكسد المجموعات الذرية = الشحنة التى تحملها المجموعة مثل :

الكبريتات (SO_4^{-2}) ، الكربونات (CO_3^{-2}) ، الأمونيوم (NH_4^+) ، النترات (NO_3^-) .



أمثلة على حساب أعداد التأكسد

مثال (١) احسب عدد تأكسد الفوسفور فى حمض الأرثوفوسفوريك (H_3PO_4)

الحـل : H_3PO_4 = (٤×-٢) + س + (٣×١) = صفر

⇦ -٨ + س + ٣ = صفر ⇦ **س = +٥**

مثال (٢) احسب عدد تأكسد الكبريت فى ثيوكبريتات الصوديوم ($Na_2S_2O_3$)

الحـل : $Na_2S_2O_3$ = (٣×-٢) + ٢س + (٢ × ١) = صفر

⇦ -٦ + ٢س + ٢ = صفر ٢س = +٤ ⇦ **س = +٢**

مثال (٣) احسب عدد تأكسد الكروم فى جزئ كرومات البوتاسيوم ($K_2Cr_2O_7$)

الحـل : $K_2Cr_2O_7$ = (٧× -٢) + ٢س + (٢ × ١) = صفر

⇦ -١٤ + ٢س + ٢ = صفر ٢س = +١٢ ⇦ **س = +٦**

مثال (٤) احسب عدد تأكسد الفوسفور فى مجموعة الفوسفات (PO_4^{-3})

الحـل : PO_4^{-3} = (٤×-٢) + س = -٣ ⇦ س = ٨ – ٣ ⇦ **س = +٥**

مثال (٥) احسب عدد تأكسد النيتروجين فى جزئ الهيدرازين (N_2H_4)

الحـل : N_2H_4 = (٤ × ١) + ٢س = صفر ⇦ ٢س = -٤ ⇦ **س = -٢**

مثال (٦) احسب عدد تأكسد الكلور فى جزئ كلورات الصوديوم ($NaClO_3$)

الحـل : $NaClO_3$ = (٣×-٢) + س + ١ = صفر

⇦ -٦ + س + ١ = صفر ⇦ **س = +٥**

احسب عدد تأكسد كل من :

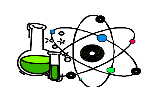
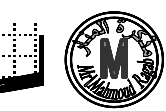
١- النيتروجين فى : [NH_2OH , NH_4^+ , $NaNO_3$, N_2]

٢- الكبريـت فى : [$K_2S_2O_3$, H_2SO_4 , SO_3 , S_8]

٣- المنجنيـز فى : [$MnBr_2$, Mn , $MnSO_4$, $KMnO_4$]

٤- الفوسفـور فى : [P_2O_5 , PH_4^+ , Na_3PO_4 , P_4]



قاعدة حل التغير الحادث من أكسدة و اختزال لعنصر معين

يتم حساب عدد **التأكسد** للعنصر المطلوب قبل **و** بعد التفاعل فإذا حدث للعنصر :

١- زيادة فى عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث (**أكسدة**) .

٢- نقص فى عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث (**اختزال**) .

مثال : يتم التفاعل بين ثانى كرومات البوتاسيوم و كلوريد الحديد (II) بين نوع التغير الحادث من أكسدة أو اختزال لكلاً من الكروم والحديد حسب المعادلة :



$$K_2Cr_2O_7 + 6FeCl_2 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 6FeCl_3 + 7H_2O$$

الحــل

أولاً : الكروم (Cr) :

$K_2Cr_2O_7 \longrightarrow CrCl_3$

- ١٤ +٢س+٢= صفر　　　　-٣ + س = صفر

س= +٦　　　　س = +٣

حدث للكروم نقص في الشحنة الموجبة و بالتالى حدثت له **(عملية إختزال)**

ثانياً : الحديد (Fe) :

$FeCl_2 \longrightarrow FeCl_3$

-٢ + س = صفر　　　　-٣ + س = صفر

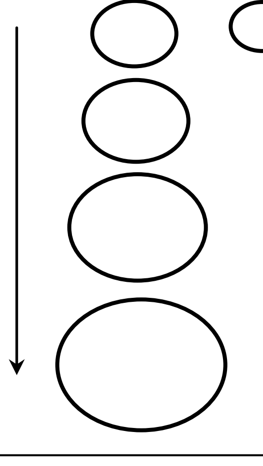
س = +٢　　　　س = +٣

حدث للحديد زيادة في الشحنة الموجبة و بالتالى حدثت له **(عملية أكسدة)**

س : وضح التغير الحادث من أكسدة أو اختزال (إن وجد) في التفاعلات الكيميائية التالية:

١- $N_2 + O_2 \xrightarrow[\text{كهربي}]{\text{قوس}} 2NO$

٢- $3CO + Fe_2O_3 \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$



في الدورات الأفقية

يقل : نصف القطر و الخاصية الفلزية و الخاصية القاعدية .

يزداد : جهد التأين و الميل الإلكتروني و السالبية الكهربية و الخاصية اللافلزية و الخاصية الحامضية .

في المجموعات الرأسية

عكس الدورات الأفقية

اللّهم من اعتز بك فلن يُذل ، و من اهتدى بك فلن يُضل ، و من استكثر بك فلن يُقل ، و من استقوى بك فلن يُضعف ، و من استغنى بك فلن يُفتقر ، و من استنصر بك فلن يُغلب ، و من توكل عليك فلن يُخيب ، و من جعلك ملاذاً فلن يُضيع ، و من اعتصم بك فقد هُدى إلى صراط مستقيم ، اللّهم فكن لنا ولياً و نصيرا ، و كن لنا مُعيناً و مجيرا ، إنك كنت بنا بصيرا ....



Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

يا قارئ خطى لا تبكى على موتى ... فاليوم أنا معك و غداً أنا في التراب فإن عشت فإنى معك .... و إن مت فللذكرى !
و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى .... بالأمس كنت معك ... و غداً أنت معى... أمـــــوت
و يبقى كل ما كتبته ذكـــــــرى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ... يدعو لـــى....

دعاء عند التوجه للإمتحان

❁ اللهم إنى توكلت عليك و فوضت أمرى إليك ولا ملجأ ولا منجى إلا إليك ❁

دعاء دخول الإمتحان

❁ ربى أدخلنى مدخل صدق و أخرجنى مخرج صدق و اجعل لى من لدنك سلطانا نصيراً ❁

دعاء قبل الإجابة على الإمتحان

❁ رب اشرح لى صدرى و يسر لى أمرى و أحلل عقدة من لساني يفقهوا قولى ❁

❁ بسم الله الفتاح اللهم لا سهل إلا ما جعلته سهلا و يا ارحم الراحمين ❁

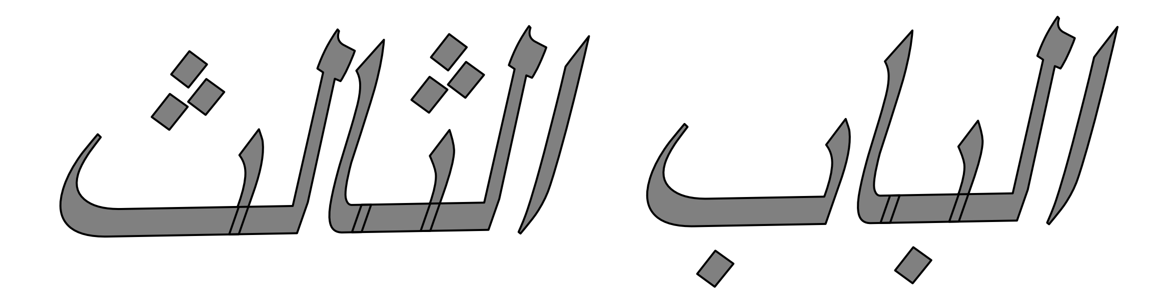
دعاء عند النسيان

❁ لا اله إلا أنت سبحانك إنى كنت من الضالين يا حى يا قيوم برحمتك استغيث رب إنى مسنى الضر و أنت أرحم الراحمين ❁

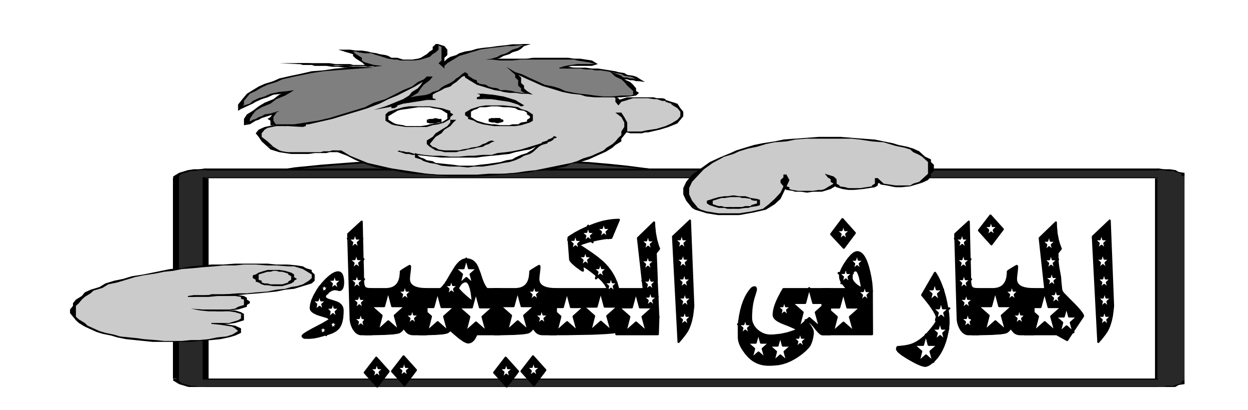
❁ اللهم يا جامع الناس ليوم لا ريب فيه اجمع على ضالتى ❁

دعاء بعد الإنتهاء من الإمتحان

❁ الحمد لله الذى هدانى لهذا و ما كنا لنهتدى لو لا أن هدانا الله ❁



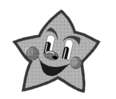
الروابط و أشكال الجزيئات



يا قارئ خطى لا تبكى على موتى ... فاليوم أنا معك و غداً أنا فى التراب فإن عشت فإنى معك ...... و إن مت فللذكرى
و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى .... بالأمس كنت معك ... و غداً أنت معى... أمـــــــــــوت
و يبقى كل ما كتبته ذكـــــــــــــــرى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ...

تدخل كل العناصر الكيمائية فى تفاعلات كيميائية عدا العناصر الخاملة (النبيلة) لأن كل العناصر تحاول أن تفقد أو تكتسب أو تشارك بالإلكترونات لكى يكتمل مستواها الأخير و يتساوى مع التركيب الإلكترونى لأقرب غاز خامل ، و العناصر الخاملة **لا تدخل** فى تفاعلات كيميائية لأنها أصلاً مستقرة .

الغاز الخامل	التوزيع الإلكترونى	الغاز الخامل	التوزيع الإلكترونى
$_{2}He$	$1s^2$	$_{36}Kr$	$(_{18}Ar)$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$
$_{10}Ne$	$(_{2}He)$, $2s^2$, $2p^6$	$_{54}Xe$	$(_{36}Kr)$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$
$_{18}Ar$	$(_{10}Ne)$, $3s^2$, $3p^6$	$_{86}Rn$	$(_{54}Xe)$, $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$



التفاعل الكيميائى

هو كسر للروابط بين ذرات جزيئات المواد المتفاعلة و تكوين روابط جديدة بين ذرات جزيئات المواد الناتجة من التفاعل .

مثال : عند خلط برادة الحديد مع الكبريت لا يتكون مركباً كيميائياً جديداً و ذلك لأن الروابط بين الحديد و بعضها و بين الكبريت و بعضها لم تتكسر لكى تتكون روابط جديدة بين الحديد و الكبريت و يحدث ذلك بالتسخين لينتج مركب جديد هو كبريتيد الحديد .

و تلعب إلكترونات التكافؤ داخل الذرة دوراً مهماً فى طبيعة الروابط و **قام العالم لويس** بوضع طريقة مبسطة لتمثيل إلكترونات التكافؤ مستخدماً النقاط كما هو موضح بالجدول :

المجموعة	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
الدورة الثالثة	Na_{11}	Mg_{12}	Al_{13}	Si_{14}	P_{15}	S_{16}	Cl_{17}	Ar_{18}
التركيب الإلكترونى	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2,3p^1$	$3s^2,3p^2$	$3s^2,3p^3$	$3s^2,3p^4$	$3s^2,3p^5$	$3s^2,3p^6$
نموذج لويس النقطى	Na•	•Mg•	• • Al •	• •Si• •	• ••P• •	• ••S• ••	• ••Cl•• ••	•• ••Ar•• ••

❖ **أطلق لويس على زوج الإلكترونات الموجود فى أوربيتالات المستوى الخارجى و الذى لم يشارك فى تكوين الروابط اسم زوج حر** Lone pair **و على زوج الإلكترونات المسئول عن تكوين الرابطة اسم زوج الإرتباط** Bond pair .

❖ **فى ضوء معلوماتنا الجديدة عن تركيب الذرة سوف تقوم بدراسة نوعان من الروابط هما :**

١ - **الروابط الكيميائية :** مثل الرابطة الأيونية ، الرابطة التساهمية ، الرابطة التناسقية .

٢ - **الروابط الفيزيائية :** مثل الرابطة الهيدروجينية ، الرابطة الفلزية .



أولاً : الرابطة الأيونية

هى رابطة ليس لها وجود مادى تحدث بين عناصر طرفى الجدول الدورى الطرف الأيسر (الفلزات) و الطرف الأيمن (اللافلزات) بشرط أن يكون فرق السالبية الكهربية بين العناصر أكبر من (١,٧) .

خطوات تكوين الرابطة الأيونية

١- **تكوين الأيون الموجب :** نتيجة لفقد العنصر الفلزى لإلكترون أو أكثر ؛ و ذلك لكبر حجمها و صغر جهد تأينها فيسهل عليها فقد إلكترونات .

٢- **تكوين الأيون السالب :** نتيجة لإكتساب العنصر اللافلزى لإلكترون أو أكثر ؛ و ذلك لصغر حجمها و كبر جهد تأينها فيسهل عليها اكتساب الإلكترونات التى تفقدها الفلزات .

٣- **تكوين الرابطة الأيونية :** نتيجة حدوث تجاذب كهربى بين الكاتيونات (الأيونات الموجبة) و الأنيونات (الأيونات السالبة) لذا فهى ليس لها وجود مادى أو إتجاه محدد .

Na	Mg	Al	العنصر
٠,٩	١,٢	١,٥	السالبية الكهربية
$NaCl$ أيونى قوى	$MgCl_2$ أيونى	$AlCl_3$ تساهمى	كلوريد العنصر
٣ – ٠,٩ = ٢,١	٣ – ١,٢ = ١,٨	٣ – ١,٥ = ١,٥	فرق السالبية
810^0 c	714^0 c	190^0 c	درجة الإنصهار
1465^0 c	1412^0 c	يتسامى	درجة الغليان
موصل جيد جداً	موصل جيد	لا يوصل	التوصيل للكهرباء

ملحوظة : كلما زاد الفرق فى السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة (زاد البعد الأفقى بينهما فى الجدول) كلما زادت قوة الرابطة الأيونية و زادت الخواص الأيونية (مثل إرتفاع درجتى الإنصهار و الغليان) .

ثانياً : الرابطة التساهمية

- رابطة تتم غالباً بين لا فلزيين ، يتم الإرتباط بينهما بالمشاركة (المساهمة) الإلكترونية .
- تحدث بين ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة فى السالبية الكهربية (فرق السالبية الكهربية أقل من ١,٧) .

أنواعها :

رابطة تساهمية قطبية	رابطة تساهمية غير قطبية	رابطة تساهمية نقية
تتكون بين ذرتين لعنصرين لا فلزيين .	**تتكون بين ذرتين لعنصرين لا فلزيين**	**تتكون بين ذرتين لعنصر لا فلزى واحد .**
الذرتين مختلفتين فى السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0,4 و أقل من 1,7)	**الذرتين مختلفتين فى السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0 حتى 0,4)**	**الذرتين متساويتين فى السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين = صفر)**
يقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول مع الذرة الأكثر سالبية (تكتسب الذرة الأكثر سالبية شحنة سالبة جزئية -δ و الذرة الأخرى شحنة موجبة جزئية +δ) .		**يقضى زوج الإلكترونات وقتاً متساوياً مع كلاً من الذرتين (تكون شحنة كل من الذرتين = صفر) .**
أمثلة : جزئ فلوريد الهيدروجين HF – جزئ الماء H_2O – جزئ النشادر NH_3 – جزئ كلوريد الهيدروجين HCl **(وضح الرسم بنفسك)**	**أمثلة : الروابط بين الكربون و الهيدروجين .**	**أمثلة : جزئ النيتروجين (N_2) – جزئ الكلور(Cl_2) – جزئ الفلور (F_2) – جزئ الهيدروجين (H_2)** **(وضح الرسم بنفسك)**

❖ **تعليلات هامة جداً :**

س علل : الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين تساهمية قطبية.

جـ : لأن الفرق فى السالبية الكهربية بين الكلور و الهيدروجين كبير نسبياً ولكنه أقل من ١,٧ فيقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول فى حيازة ذرة الكلور الأكثر سالبية فتكتسب شحنة سالبة جزيئية و تكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزيئية .

س علل : الرابطة فى جزئ الكلور تساهمية نقية.

جـ : لأن الفرق فى السالبية الكهربية بين ذرتى الكلور يساوى صفر فيقضى زوج إلكترونات الرابطة وقتاً متساوياً فى حيازة كلا الذرتين فتصبح الشحنة النهائية على كل من الذرتين صفر .

س علل : الرابطة فى جزئ الميثان CH_4 تساهمية غير قطبية.

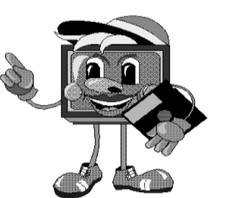
جـ : لتقارب الذرتين فى السالبية الكهربية فالفرق فى السالبية الكهربية بين الذرتين مساو 0,4 .

❖ **ملحوظة هامة جداً :**

- الروابط فى جزئ ثانى أكسيد الكربون CO_2 روابط تساهمية قطبية و رغم ذلك يعتبر جزئ غير قطبى .

س علل : جزئ ثانى أكسيد الكربون CO_2 غير قطبى رغم أن الروابط فيه تساهمية قطبية .

جـ : لأن الشكل الخطى للجزئ " O = C = O " يتسبب فى أن تلاشى كل رابطة التأثير القطبى للرابطة الأخرى (محصلة عزم الإزدواج القطبية تساوى صفر) .



النظريات المفسرة للرابطة التساهمية

أولاً : نظرية الثمانيات

☠ تعرف بالنظرية الإلكترونية للتكافؤ و ضعها العالمان كوسل و لويس عام ١٩١٦م .

✓ **تنص على :**

بخلاف الهيدروجين و الليثيوم و البريليوم تميل جميع ذرات العناصر للوصول إلى التركيب الثمانى لمستوياتها الخارجية.

❖ **ملحوظة هامة جداً :**

- حسب هذه النظرية تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تلامس عدد من الكترونات الغلاف الخارجى للذرتين بحيث يصل التركيب الإلكترونى لكل منهما إلى ثمانية الكترونات .

- يرمز لإلكترونات الغلاف الخارجى بنقط ● أو علامة × .

❖ **من أمثله المركبات التى فسرتها :**

الكلور Cl_2	النشادر NH_3	الماء H_2O
●● Cl ●X Cl ●● (مع ●● أعلى وأسفل كل ذرة Cl)	H X● N ●X H ، X● H أسفل N (مع ●● أعلى N)	H X● O ●X H (مع ●● أعلى وأسفل O)

✓ **عيوب نظرية الثمانيات** :

١- لم تستطع تفسير **خواص الجزيئات** مثل الشكل الفراغى (الهندسى) للمركب و قيم الزوايا بين الروابط فيه.

٢- لم تستطع تفسير **الترابط** فى كثير من الجزيئات على أساس قاعدة الثمانيات و التى يزيد أو يقل فيها عدد الإلكترونات حول الذرة المركزية عن ثمانية **مثل** : جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5 – جزئ ثالث فلوريد البورون BF_3 .

جزئ ثالث فلوريد البورون BF_3	جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5
تكون ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط . F X • F X • B • X F	تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات. Cl Cl Cl P Cl Cl

ثانياً : نظرية رابطة التكافؤ

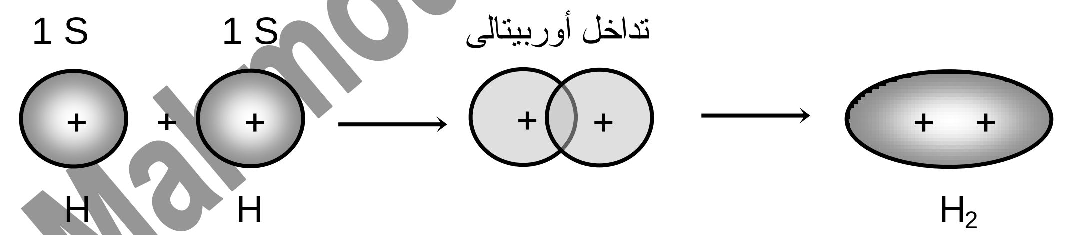
بنيت على نتائج ميكانيكا الكم ...على إعتبار أن الإلكترون جسيم مادى و له خواص موجية يحتمل تواجده فى أى منطقة من الفراغ المحيط بالنواة .

✓ تنص على :

تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تداخل أوربيتال إحدى الذرتين به إلكترون مفرد مع أوربيتال لذرة أخرى به إلكترون مفرد أيضاً .

مثال (١) : تفسير تكوين جزئ الهيدروجين (H_2)

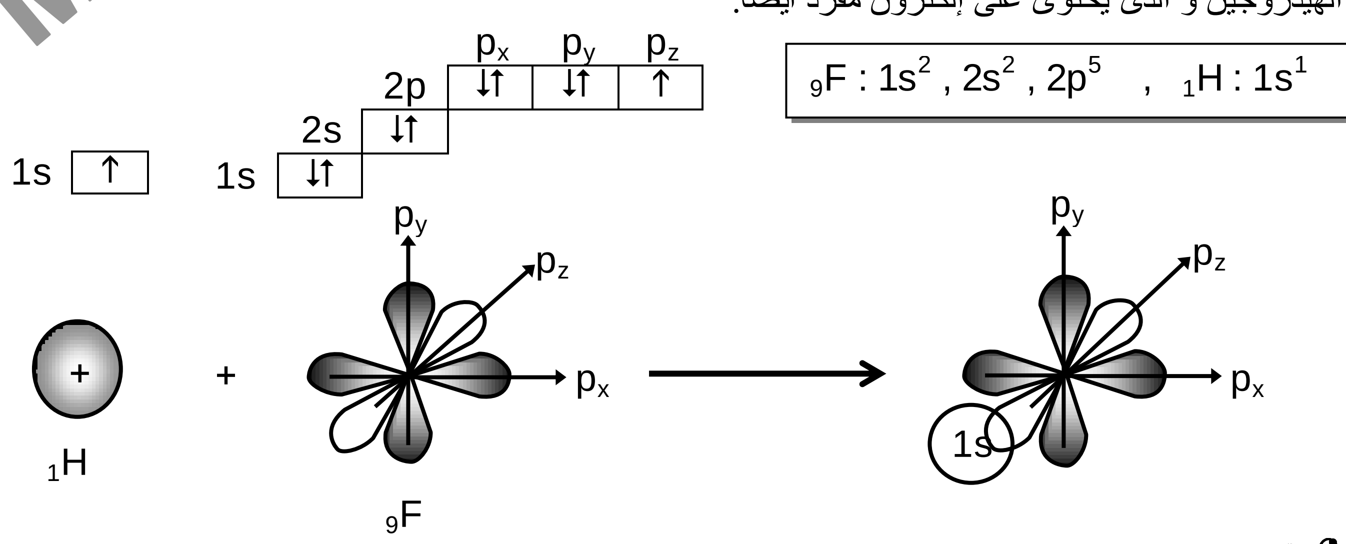
عن طريق تداخل أوربيتال (1s) لذرة الهيدروجين الذى يحتوى على إلكترون مفرد مع أوربيتال (1s) الهيدروجين الأخرى و الذى يحتوى أيضاً على إلكترون مفرد .



مثال (٢) : تفسير تكوين جزئ فلوريد الهيدروجين (HF)

عن طريق تداخل الأوربيتال ($2p_z$) لذرة الفلور و الذى يحتوى على إلكترون مفرد مع الأوربيتال (1s) لذرة الهيدروجين و الذى يحتوى على إلكترون مفرد أيضاً.

$_9F : 1s^2 , 2s^2 , 2p^5$, $_1H : 1s^1$



التهجين

عملية اتحاد أو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر في نفس الذرة لينتج أوربيتالات جديدة تسمى أوربيتالات مهجنة متساوية في الشكل و الطاقة .

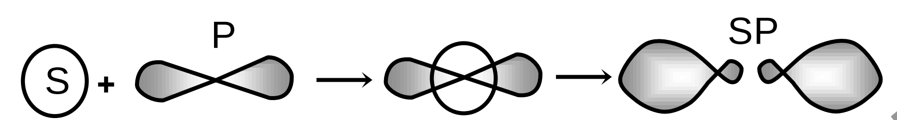
شروط التهجين : ١- يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة .

٢- يحدث التهجين بين الأوربيتالات المتقاربة فى الطاقة مثل (2s مع 2p) .

٣- عدد الأوربيتالات المهجنة = عدد الأوربيتالات الداخلة فى التهجين و تأخذ رمزها .

يرمز للأوربيتالات الجزيئية بالرمز سيجما σ و باى π و دلتا δ و يرمز للأوربيتالات الذرية النقية بـ s , p ,d , f

و يرمز للأوربيتالات الذرية المهجنة بالرموز sp , sp^2 , sp^3



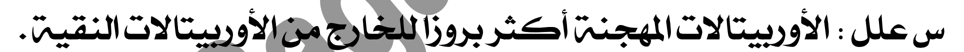
أمثلة : أوربيتال (s) + ٣ أوربيتال (p) = ٤ أوربيتال من نوع (sp^3)

أوربيتال (s) + ٢ أوربيتال (p) = ٣ أوربيتال من نوع (sp^2)

أوربيتال (s) + ١ أوربيتال (p) = ٢ أوربيتال من نوع (sp)

س علل : الأوربيتالات المهجنة أكثر بروزاً للخارج من الأوربيتالات النقية.

جـ : لتصبح قدرتها على التداخل أقوى من الأوربيتالات العادية .



بينت القياسات الفيزيائية الحقائق التالية :

- ✓ جزئ الميثان يأخذ شكل هرم رباعى الأوجه .
- ✓ الزوايا بين الروابط 109,5° .
- ✓ الروابط بين ذرة الكربون و ذرات الهيدروجين الأربعة متساوية فى الطول و القوة .

تفسير هذه الحقائق :

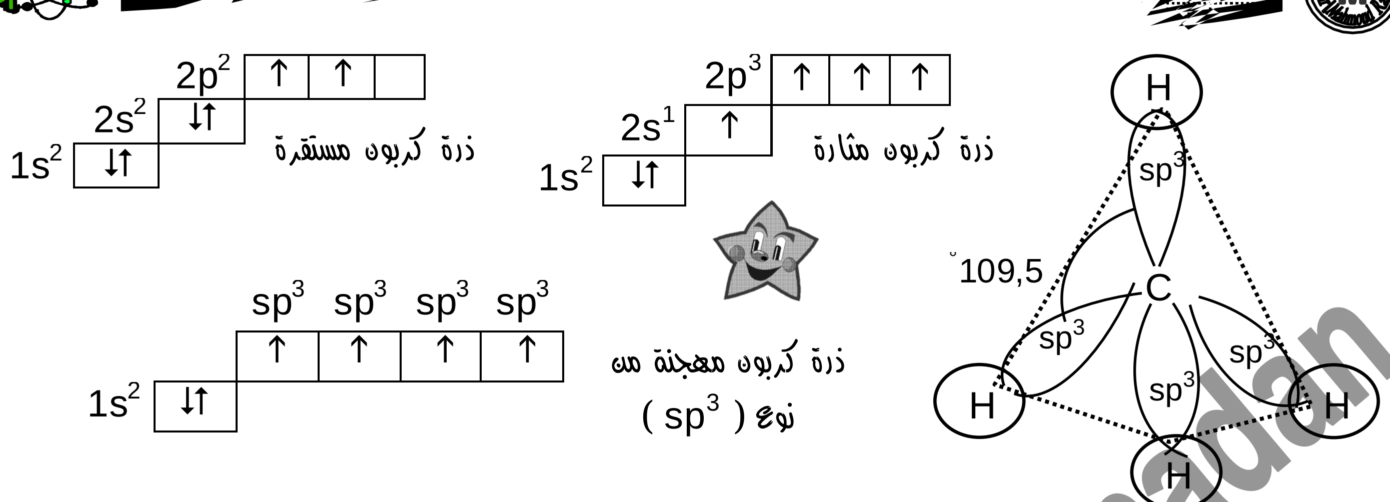
١- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوى على إلكترونين مفردين فى أوربيتالين بالمستوى الفرعى (2p) ثم تحدث عملية إثارة لذرة الكربون .

٢- تحتوى ذرة الكربون فى الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى (2s) إلى الأوربيتال الفارغ فى المستوى الفرعى (2p) ثم تحدث عملية تهجين من نوع (sp^3) .

٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال فى (2s) و الأوربيتالات الثلاثة فى (2p) ليتكون أربعة أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^3) متكافئة فى الطاقة .

٤- يتكون جزئ الميثان عن طريق إرتباط الأربع إلكترونات المفردة فى الأوربيتال (sp^3) مع أربع ذرات هيدروجين ليكون جزئ الميثان (CH_4)

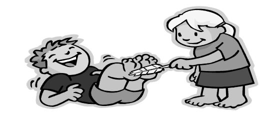




س علل: قيمة الزوايا بين الروابط فى جزئ الميثان (CH_4) هى 109,5° و ليس 90° .

جـ : لأن الأوربيتالات المهجنة كل منها عبارة عن إلكترون سالب فتتباعد عن بعضها فى الفراغ 109,5° لتقليل قوة التنافر بينها .

ثالثًا : نظرية الأوربيتالات الجزيئية



✓ تنص على :

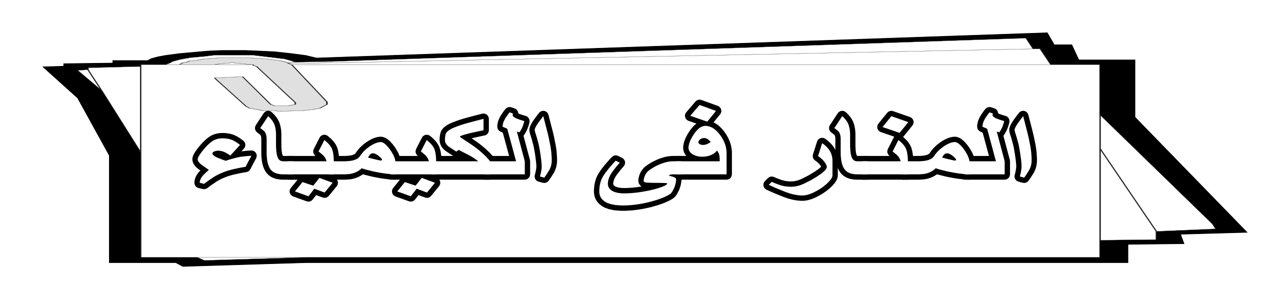
الجزئ وحدة واحدة أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فيها تداخل بين جميع الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية .

س : قارن بين نظرية رابطة التكافؤ و نظرية الأوربيتالات الجزيئية .

نظرية رابطة التكافؤ	نظرية الأوربيتالات الجزيئية
اعتبرت الجزئ مجرد ذرتين متحدتين أو أكثر	اعتبرت الجزئ ذرة كبيرة متعددة الأنوية
تنشأ الرابطة التساهمية من تداخل بعض الأوربيتالات الذرية (بها إلكترونات مفردة)	تنشأ الرابطة من تداخل جميع الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية

س : ما هى أنواع الأوربيتالات الجزيئية ... قارن بينها .

الرابطة سيجما (σ)	الرابطة باى (π)
تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالرأس	تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالجنب
الأوربيتالات المتداخلة على خط واحد	الأوربيتالات المتداخلة متوازية
قصيرة – قوية – صعبة الكسر	طويلة – ضعيفة – سهلة الكسر





تفسير تكوين جزئ الإيثيلين C_2H_4 فى ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية



- ✓ جزئ الإيثيلين يتخذ شكل مثلث مستو (مسطح) .
- ✓ قيم الزوايا بين الروابط ١٢٠° .

تفسير هذه الحقائق :

١- ذرة الكربون فى الحالة المستقرة تحتوى على إلكترونين مفردين فى أوربيتالين بالمستوى الفرعى (2p) فيحدث عملية إثارة لذرة الكربون .

٢- تحتوى ذرة الكربون فى الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة انتقال إلكترون من المستوى الفرعى (2s) إلى الأوربيتال الفارغ فى المستوى الفرعى (2p) ثم تحدث عملية تهجين من النوع (sp^2) .

٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال فى (2s) مع أوربيتالين من الأوربيتالات الثلاثة فى (2p) ليتكون ثلاثة أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^2) متكافئة فى الطاقة .

٤- يتكون فى الجزئ ستة روابط كالتالى :

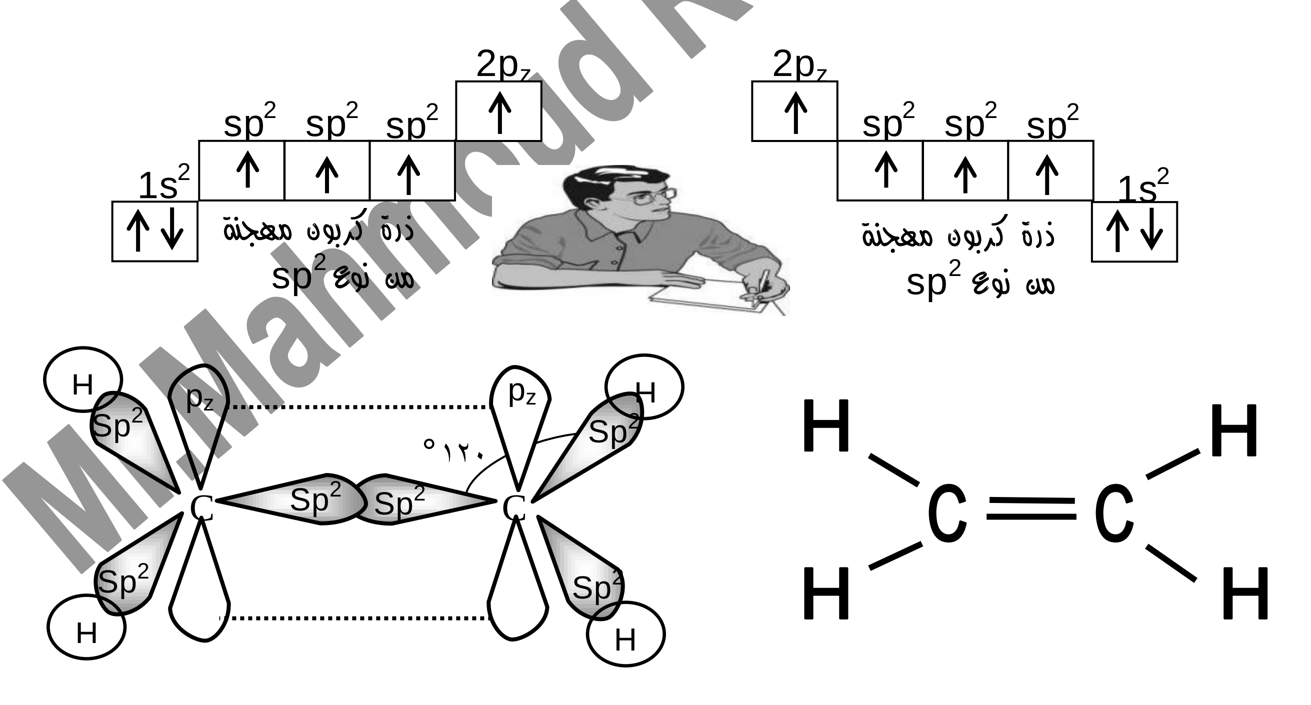
✓ **بين ذرتى الكربون :**

رابطة واحدة سيجما σ قوية بين الأوربيتالين SP^2 لذرتى الكربون .

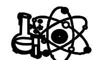
رابطة واحدة باى π ضعيفة بين الأوربيتالين $2P_z$ لذرتى الكربون .

✓ **بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :**

4 روابط سيجما σ قوية بين الأوربيتال 1S لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات SP^2 لذرتى الكربون .



الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقتنا و رزقتنا و هديتنا و علمتنا و أنقذتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالايمان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و المال و المعافاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقتنا و أحسنت معافاتنا و من كل ما سألناك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا فى قديم و حديث أو سراً و علانية أو حىّ و ميت أو شاهد و غائب حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللّهم على محمد و على آله و سلم .



تفسير تكوين جزئ الأسيتيلين C_2H_2 فى ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية



- ✓ جزئ الأسيتيلين يأخذ شكل خطى .
- ✓ قيم الزوايا بين الروابط ١٨٠° .

تفسير هذه الحقائق :

١- ذرة الكربون فى الحالة المستقرة تحتوى على إلكترونين مفردين فى أوربيتالين بالمستوى الفرعى (2p) فيحدث عملية إثارة لذرة الكربون .

٢- تحتوى ذرة الكربون فى الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة انتقال إلكترون من المستوى الفرعى (2s) إلى الأوربيتال الفارغ فى المستوى الفرعى (2p) ثم تحدث عملية تهجين من النوع (sp) .

٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال فى (2s) مع أوربيتال من الأوربيتالات الثلاثة فى (2p) ليتكون أوربيتالين مهجنين من النوع (sp) متكافئة فى الطاقة .

٤- يتكون فى الجزئ خمسة روابط كالتالى :

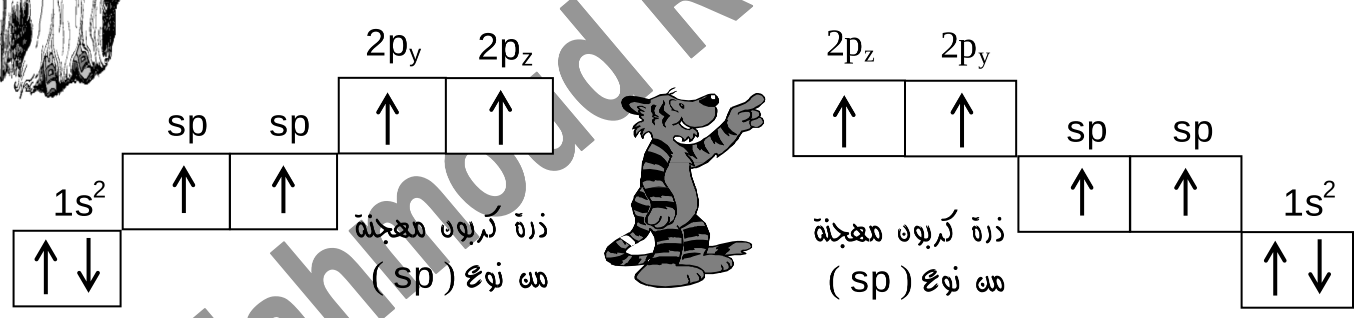
✓ **بين ذرتى الكربون :**

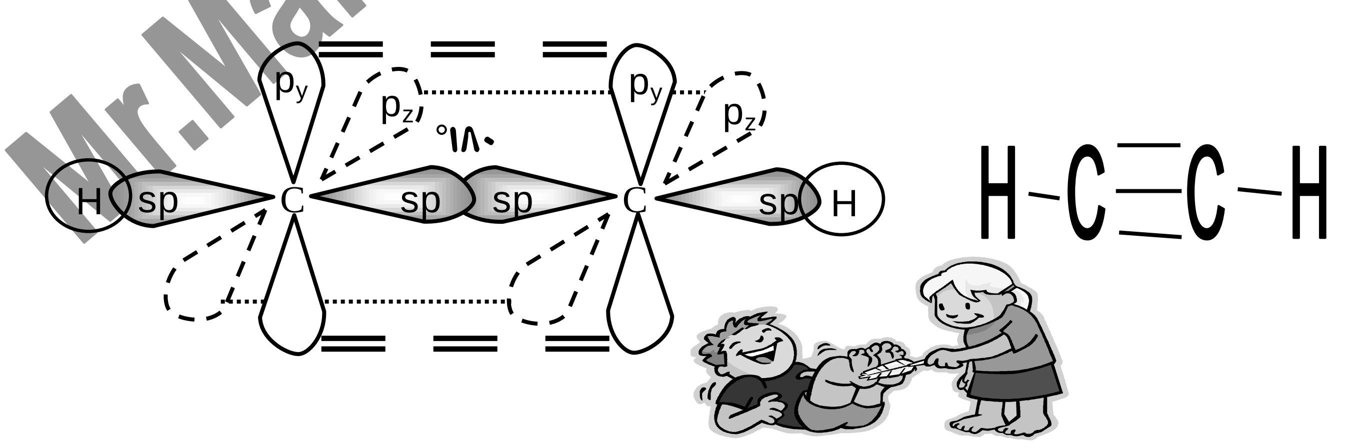
رابطة واحدة سيجما σ قوية بين الأوربيتالين SP لذرتى الكربون .

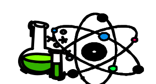
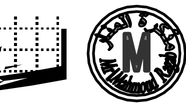
2 رابطة باى π ضعيفة (واحدة بين الأوربيتالين $2P_z$ و الأخرى بين الأوربيتالين $2p_y$ لذرتى الكربون) .

✓ **بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :**

2 رابطة سيجما σ قوية بين الأوربيتال 1S لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات SP لذرتى الكربون .






مقارنة بين أنواع تهجين ذرة الكربون

المقارنة	sp^3	Sp^2	sp
الأوربيتالات الداخلة فى التهجين	**أوربيتال** (s) **مع ٣ أوربيتالات** (p)	**أوربيتال** (s) **مع ٢ أوربيتال** (p)	**أوربيتال** (s) **مع أوربيتال** (p)
الأوربيتالات المهجنة	**٤ أوربيتالات** (sp^3) **متكافئة فى الطاقة و الشكل الفراغى**	**٣ أوربيتالات** (sp^2) **بالإضافة إلى أوربيتال** ($2p_z$) **غير مهجن يكون عمودى**	**٢ أوربيتال** (sp) **بالإضافة إلى ٢ أوربيتال** ($2p_y, 2p_z$) **غير مهجن عمودى**
الزوايا	$109,5°$	$120°$	$180°$
الشكل الفراغى	**هرم رباعى الأوجه**	**مثلث مستوى**	**خطى**
مثال	**الميثان**	**الإيثيلين**	**الأسيتيلين**

<u>نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ</u>

الزيادة فى عدد أزواج الإلكترونات الحرة فى الذرة المركزية بحيث يؤدى إلى زيادة التنافر بينها و يكون ذلك على حساب النقص فى قيم الزوايا بين الروابط التساهمية فى الجزئ .

❖ **<u>ملاحظات هامة جداً</u> :**

- **أزواج الإلكترونات <u>المرتبطة</u> لا تحدد شكل الجزئ <u>لأنها</u> تكون مرتبطة بنواتى الذرتين المرتبطتين من الجهتين .**
- **تتحكم أزواج الإلكترونات <u>الحرة</u> فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزئ <u>لأنها</u> ترتبط بنواة الذرة المركزية من جهة و تنتشر فى الفراغ من الجهة الأخرى .**
- **<u>الزيادة</u> فى عدد أزواج الإلكترونات <u>الحرة</u> فى الذرة المركزية للجزئ يؤدى إلى <u>زيادة</u> قوى التنافر بين هذه الإلكترونات <u>فيقل</u> مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية فى الجزئ (<u>علاقة عكسية</u> : كلما <u>زاد</u> التنافر بين أزواج الإلكترونات الحرة <u>قلت</u> قيم الزوايا) و بشكل عام يكون :**

<u>التنافر بين</u> : زوج حر، زوج حر > التنافر بين : زوج حر، زوج إرتباط > التنافر بين : زوج إرتباط ، زوج إرتباط .

س : كيف يمكنك تفسير صغر الزوايا بين الروابط التساهمية فى جزئ الماء H_2O (105^0) عن جزئ الأمونيا NH_3 (107^0) عن جزئ الميثان CH_4 (109^0) فى ضوء ما سبق ؟

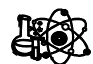
جـ : لأن جزئ الماء يحتوى على زوجين من الإلكترونات الحرة بينما جزئ الأمونيا يحتوى على زوج واحد من الإلكترونات الحرة و جزئ الميثان لا يحتوى على أى أزواج من الإلكترونات الحرة و <u>كلما زاد</u> عدد أزواج إلكترونات التكافؤ الحرة يزداد التنافر بينها فتقل قيم الزوايا بين الروابط التساهمية فى الجزئ . (علاقة عكسية)

س علل : تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزئ .

جـ : لأنها ترتبط من جهة بنواة الذرة المركزية و تنتشر فراغياً من الجهة الأخرى .

س علل : لا تتحكم أزواج الإلكترونات المرتبطة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزئ .

جـ : لأنها ترتبط بنواتى الذرتين المرتبطتين من الجهتين .



أشكال الجزيئات تبعا لنظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ

❖ تختلف أشكال الجزيئات تبعاً لعدد أزواج الإلكترونات (**الحرة** و **المرتبطة**) التى تتواجد فى أوربيتالات الذرة المركزية للجزئ .

❖ و الجدول التالى يوضح أشكال بعض الجزيئات حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ :

أمثلة الجزيئات	الصيغة العامة	شكل الجزئ فى الفراغ (الشكل البنائى = الهندسى)	أزواج الإلكترونات: الحرة	أزواج الإلكترونات: المرتبطة	أزواج الإلكترونات: المجموع	ترتيب أزواج الإلكترونات
BeF_2	AX_2	**خطى**	0	2	2	**خطى(لأن المحصلة ٢)**
BF_3	AX_3	**مثلث مستوى**	0	3	3	**مثلث مستوى (لأن المحصلة ٣)**
SO_2	AX_2E	**زاوى**	1	2		
CH_4	AX_4	**رباعى الأوجه**	0	4	4	**رباعى الأوجه (لأن المحصلة ٤)**
NH_3	AX_3E	**هرم ثلاثى القاعدة**	1	3		
H_2O	AX_2E_2	**زاوى**	2	2		

(حيث A **: الذرة المركزية ،** X **: الذرات المرتبطة بالذرة المركزية ،** E **: أزواج الإلكترونات الحرة**)

O_8 ، N_7 ، C_6 ، S_{16} ، B_5 ، Be_4

ثالثاً : الرابطة التناسقية

رابطة تتكون بين ذرتين أحدهما تحتوى أوربيتال به زوج حُر من الإلكترونات (ذرة مانحة) تمنح هذا الزوج الحُر من الإلكترونات إلى ذرة أخرى بها أوربيتال فارغ (ذرة مستقبلة) .

(علل) الرابطة التناسقية نوع خاص من الروابط التساهمية.

جـ : لأن كلاً منهما عبارة عن زوج من الإلكترونات و الفرق بينهما فى منشأ هذا الزوج من الإلكترونات ففى الرابطة التناسقية يكون مصدره ذرة واحدة و فى الرابطة التساهمية يكون مصدره كلا الذرتين .

ملحوظة : يرمز للرابطة التناسقية بسهم (→) متجهاً ناحية الذرة المستقبلة للإلكترونات .

مثال (١) : تكوين أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) :

عند إذابة الأحماض فى الماء تمنح ذرة الأكسجين الموجودة بجزئ الماء زوج حُر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (H^+) ليكون أيون الهيدرونيوم الموجب (H_3O^+)

$$H - \ddot{O}{:} \text{ (with H below O)} + H^+ \longrightarrow H_3O^+$$

س علل : لا يوجد أيون الهيدروجين الناتج من تفكك الأحماض فى الماء منفردا .

جـ : لأنه ينجذب إلى زوج الإلكترونات الحرة الموجودة على ذرة أكسجين أحد جزيئات الماء و يرتبط معها برابطة تناسقية مكوناً أيون الهيدرونيوم .

مثال (٢) : **تكوين أيون الأمونيوم** (NH_4^+) :

عند إمرار غاز النشادر فى محاليل الأحماض تمنح ذرة النيتروجين الموجودة بجزئ النشادر زوج حُر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (H^+) ليتكون أيون الأمونيوم الموجب (NH_4^+) .

$$H - \ddot{N}(-H) - H + H^+ \longrightarrow NH_4^+$$



ملحوظة هامة جدا

❖ أيون الأمونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :

3 روابط تساهمية قطبية بين النيتروجين و الهيدروجين فى جزئ النشادر + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين جزئ النشادر .

❖ أيون الهيدرونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :

رابطتين تساهميتين قطبيتين بين الأكسجين و الهيدروجين فى جزئ الماء + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين و زوج الإلكترونات من ذرة الأكسجين فى جزئ الماء .

❖ أى مركب فيه كلمة أمونيوم (كلوريد أمونيوم مثلا) لابد أن يحتوى على 3 أنواع من الروابط هى :

3 روابط تساهمية قطبية بين ذرة النيتروجين و ذرة الهيدروجين فى جزئ النشادر + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين و جزئ النشادر + رابطة أيونية بين أيون الأمونيوم الموجب و الأيون السالب المرتبط معه .

الروابط الفيزيائية

أولاً : الرابطة الهيدروجينية

رابطة تتكون عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربية عالية نسبياً فتعمل ذرة الهيدروجين كقنطرة تربط الذرتين معاً .

✓ **الرابطة الهيدروجينية هى رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين (مرتبطة مع ذرة أخرى برابطة تساهمية قطبية فى جزئ ما) و زوج من الإلكترونات الحرة لذرة أخرى سالبيتها الكهربية مرتفعة (فى جزئ آخر) .**

✓ **الذرات ذات السالبية الكهربية العالية هى : الفلور F ، الأكسجين O ، النيتروجين N .**

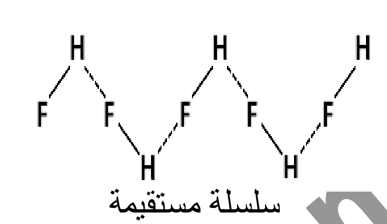
✓ **الروابط القطبية هى : H — F ، H — O ، H — F .**

مشاهدات تؤيد وجود الرابطة الهيدروجينية :

بالرغم من أن الكبريت يقع تحت الأكسجين مباشرة فى المجموعة السادسة فى جدول ترتيب العناصر إلا أن مركباتهما مع الهيدروجين مختلفة فالماء يغلى عند 100 ° بينما يغلى كبريتيد الهيدروجين عند – 61° (علل) لأن السالبية الكهربية للأكسجين أكبر من السالبية الكهربية للهيدروجين فيصبح جزئ الماء قطبى فتتكون روابط هيدروجينية بين جزيئات الماء فتستهلك الطاقة الحرارية العالية فى تكسير الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء .

اللهم إنى أعوذ بك من القسوة و الغفلة و الذلة و المسكنة ، و أعوذ بك من الكفر و الفسوق و الشقاق و السمعة و الرياء ، و أعوذ بك من الصمم و البكم و الجذام و الحذام و سيئ الأسقام .

أشكال الروابط الهيدروجينية :



سلسلة مستقيمة

حلقة مغلقة

شبكة مفتوحة

ملاحظات هامة :

- ✓ الروابط فى جزئ الماء تساهمية قطبية ، بينما الروابط بين جزيئات الماء و بعضها روابط هيدروجينية .
- ✓ الرابطة الهيدروجينية **أطول و أضعف** من الرابطة التساهمية .
- ✓ تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على فرق السالبية الكهربية للذرتين التي تربطهما معاً فالرابطة الهيدروجينية بين جزيئات HF أقوى منها بين جزيئات HCl **لأن السالبية الكهربية للفلور أعلى من الكلور .**

ثانياً : الرابطة الفلزية

رابطة تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحُر التى تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة فى الشبكة .

لكل فلز شبكة بلورية لها شكل معين تترتب فى هذه الشبكة أيونات الفلز الموجبة أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى لكل ذرة فتتجمع معا مكونة سحابة إلكترونية حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير بين الأيونات الفلزية الموجبة.

ملاحظات على الرابطة الفلزية :

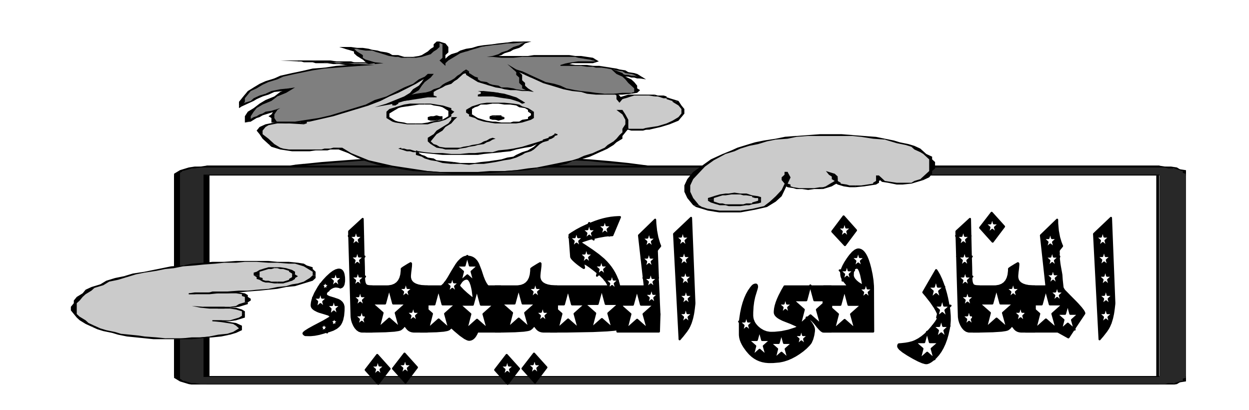
- ✓ **الرابطة الفلزية تنتج من السحابة الإلكترونية(علل) لتقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة فى الشبكة البلورية .**
- ✓ **الفلزات موصلة للحرارة و الكهرباء(علل) لأنها تحتوى إلكترونات التكافؤ الحُر .**
- ✓ **تلعب إلكترونات التكافؤ فى ذرة الفلز دوراً مهماً فى قوة الرابطة الفلزية (علل) لأنه كلما زادت عدد إلكترونات التكافؤ الحُر فى ذرة الفلز كلما زادت قوة الرابطة الفلزية وأصبحت الذرات أكثر تماسكاً و بالتالى يصبح الفلز أكثر صلابة و ترتفع درجة إنصهاره .**
- ✓ **الألومنيوم ($_{13}Al$) أكثر صلابة و درجة انصهاره أعلى من الصوديوم ($_{11}Na$) لأن الألومنيوم يحتوى على ٣ إلكترونات تكافؤ حُر بينما الصوديوم تحتوى على إلكترون تكافؤ حُر واحد مما تزيد من قوة الرابطة الفلزية للألومنيوم .**

الفلز	توزيعه الإلكترونى	إلكترونات التكافؤ	الصلابة
$_{11}Na$	2, 8, 1	١	لين
$_{12}Mg$	2, 8, 2	٢	طرى
$_{13}Al$	2, 8, 3	٣	صلب

من قرأ الواقعة كل ليلة قبل أن ينام لقى الله عز و جل و وجهه كالقمر ليلة البدر .

الباب الرابع

العناصر الممثلة



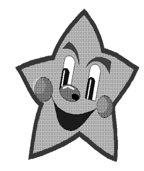
قال تعالى فى حديثه القدسى

أحب ثلاثة و حبى لثلاثة أشد : أحب الغنى الكريم و حبى للفقير الكريم أشد ، أحب الفقير المتواضع و حبى للغنى المتواضع أشد ، أحب الشيخ الطائع و حبى للشاب الطائع أشد . و أبغض ثلاثة و بغضى لثلاثة أشد : أبغض الفقير البخيل و بغضى للغنى البخيل أشد ، أبغض الغنى المتكبر و بغضى للفقير المتكبر أشد ، أبغض الشاب العاصى و بغضى للشيخ العاصى أشد .

مقــدمة :

من أهداف دراسة الجدول الدوري تصنيف العناصر لتسهيل دراستها بشكل منظم و سنتناول هنا دراسة العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة و تأثير العوامل التي سبقت دراستها في الجدول الدورى مثل نصف قطر الذرة و جهد التأين و السالبية الكهربية على الخواص الكيميائية و الفيزيائية لهذه العناصر .

المجموعات المنتظمة : مجموعات تظهر تتدرج منتظماً فى خصائصها لا يوجد فى العناصر الإنتقالية .



أولا : عناصر المجموعة (1A) [عناصر الأقلاء]

تعرف عناصر هذه المجموعة بالفلزات القلوية (مكونات القلويات أو الأقلاء) **لأن علماء المسلمين أطلقوا اسم (القلى) على مركبات الصوديوم و البوتاسيوم و نقل الأوروبيون هذه التسمية** (Alkali) .

العنصر	الرمز	التوزيع الإلكتروني	
الليثيوم	$_{3}Li$	2, 1	$[_{2}He]\ 2s^1$
الصوديوم	$_{11}Na$	2, 8, 1	$[_{10}Ne]\ 3s^1$
البوتاسيوم	$_{19}K$	2, 8, 8, 1	$[_{18}Ar]\ 4s^1$
الروبيديوم	$_{37}Rb$	2, 8, 18, 8, 1	$[_{36}Kr]\ 5s^1$
السيزيوم	$_{55}Cs$	2, 8, 18, 18, 8, 1	$[_{54}Xe]\ 6s^1$
الفرانسيوم	$_{87}Fr$	2, 8, 18, 32, 18, 8, 1	$[_{86}Rn]\ 7s^1$

☠ وجود عناصر الأقلاء فى الطبيعة :



(١) **الصوديوم** : يحتل الترتيب **السادس** من حيث الإنتشار فى القشرة الأرضية .

✓ **أهم خاماته :** الملح الصخري (NaCl) .

(٢) **البوتاسيوم** : يحتل الترتيب **السابع** من حيث الإنتشار فى القشرة الأرضية .

✓ **أهم خاماته :** كلوريد البوتاسيوم KCl الموجود فى ماء البحر ، رواسب **الكارناليت** [$KCl.MgCl_2.6H_2O$]

(٣) **الفرانسيوم** : عنصر **مشع** فترة عمر النصف له (**عشرون دقيقة**) ناتج من انحلال عنصر **الأكتنيوم** (**بفقد جسيم ألفا** ($_{2}He^4$) :

$$_{89}Ac^{227} \longrightarrow {}_{87}Fr^{223} + {}_{2}He^4$$

(٤) **باقى العناصر** : نادرة الوجود .

الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى (فلزات الأقلاء)



١- تحتوى على إلكترون مفرد فى مستوى الطاقة الأخير (ns^1) و ينتج عن ذلك :

☑ يقع كل عنصر منها فى بداية دورة جديدة فى الجدول الدورى الحديث .

☑ عدد تأكسدها (+١) .

☑ نشيطة كيميائياً (علل) لسهولة فقد إلكترونات التكافؤ .

☑ جهد التأين **الأول** للمجموعة الأولى (1A) **صغير جداً** (علل) لسهولة فقد إلكترون مستوى الطاقة الأخير **بينما** جهد تأينها **الثانى كبير جداً** (علل) لأنه يؤدى إلى كسر مستوى طاقة مكتمل .

☑ معظم مركباتها أيونية ، و أيون كل عنصر منها يشبه تركيب الغاز الخامل الذى يسبقه .

☑ عوامل مختزلة قوية (علل) بسبب صغر جهد تأينها و سهولة فقد إلكترونات التكافؤ .

☑ أكثر الفلزات ليونة و أقلها فى درجة الانصهار و الغليان (**أكثر العناصر ليونة**) (علل) لضعف الرابطة الفلزية التى تكونها لأن مستوى طاقتها الأخير به إلكترون واحد.

٢- أكبر عناصر الجدول الدورى حجماً وينتج عن ذلك :

☑ كثافتها صغيرة .

☑ سالبيتها الكهربية صغيرة جداً لذا عند إتحادها مع **اللافلزات** تكون مركبات أيونية بسهولة .

☑ عناصر كهروموجبة (علل) لسهولة فقد إلكترون التكافؤ الحُر لكبر حجم ذراتها .

☑ يستخدم البوتاسيوم و السيزيوم فى الخلايا الكهروضوئية (علل) لكبر حجم ذرته و صغر جهد تأينه فعند تعرضه للضوء تتحرر إلكترونات من على سطحها .

الظاهرة الكهروضوئية : ظاهرة إنبعاث إلكترونات من سطوح بعض الفلزات عند سقوط الضوء عليها .

٣- عند إثارة إلكتروناتها إلى مستويات طاقة أعلى بالتسخين تعطى ألوان مميزة للعنصر : وينتج عن ذلك يستخدم كشف اللهب [الكشف الجاف] فى التعرف عليها .

طريقة الكشف الجاف

☑ **يغمس سلك من البلاتين فى حمض الهيدروكلوريك المركز لتنظيفه ثم يغمس السلك في الملح المجهول و يعرض للهب بنزن غير المضئ فيكتسب اللهب اللون المميز لكاتيون العنصر مثل :**

العنصر	الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم	السيزيوم
اللون المميز	قرمزى	أصفر ذهبى	بنفسجي فاتح	أزرق بنفسجي

٤- تحفظ عناصر الأقلاء تحت سطح الهيدروكربونات السائلة مثل الكيروسين نظراً لنشاطها الكيميائى الكبير لحمايتها من تأثير الهواء و الرطوبة لأنها نشطة جداً .

الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الأولى (1 - A)

أولاً : تأثير الهواء الجوى :

تصدأ الأقلاء بسهولة فى الهواء الجوى (علل) لأنها نشطة جداً فتتفاعل مع الهواء الجوى و تفقد بريقها الفلزى اللامع نتيجة تكون الأكاسيد .

الليثيوم يتحد مع نيتروجين الهواء الجوى مكوناً نيتريد ليثيوم : $6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$

و يذوب نيتريد الليثيوم فى الماء مكوناً غاز النشادر : $Li_3N + 3H_2O \longrightarrow 3LiOH + NH_3 \uparrow$

ملاحظة : **نيتريد فلز + ماء ← هيدروكسيد فلز + نشادر**

من قرأ آية الكرسى عقب كل صلاة لم يمنعه من دخول الجنة إلا أن يموت

ثانياً : تأثير الماء :

تحتل هذه الفلزات قمة السلسلة الكهروكيميائية لذا فهى تحل محل هيدروجين الماء بسهولة و يكون هذا التفاعل مصحوباً بانطلاق طاقة كبيرة تؤدى إلى إشتعال الهيدروجين المتصاعد بفرقعة و يزداد التفاعل عنفاً من الليثيوم إلى السيزيوم .

س علل : عدم إطفاء حرائق الصوديوم بالماء.

س علل : لا يحفظ الصوديوم تحت سطح الماء .

س علل : لا تجرى تفاعلات الصوديوم مع الماء فى المعمل المدرسى.

جـ : لأن الصوديوم يحل محل هيدروجين الماء الذى يشتعل بفرقعة . $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$

ثالثاً : تأثير الأكسجين :

يظهر التدرج فى نشاط عناصر الأقلاء فعند إحتراق هذه العناصر فى وجود الأكسجين ينتج ثلاثة أنواع من الأكاسيد :

☑ **الليثيوم : يعطى الأكسيد العادى** عند درجة حرارة 180^0c (عدد تأكسد الأكسجين فيه = - ٢) .

$4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$ أكسيد الليثيوم

☑ **الصوديوم: يعطى فوق الأكسيد** عند درجة حرارة 300^0c (عدد تأكسد الأكسجين فيه = - ١) .

$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$ فوق أكسيد الصوديوم

☑ **البوتاسيوم و الروبيديوم و السيزيوم : تعطى** سوبر الأكسيد عند درجة حرارة 300^0c (عدد تأكسد الأكسجين فيه = - ½) .

$K + O_2 \longrightarrow KO_2$ سوبر أكسيد البوتاسيوم

س علل : يستخدم سوبر أكسيد البوتاسيوم فى تنقية جو الغواصات و الطائرات.

جـ : لأنه يستبدل غاز ثانى أكسيد الكربون الناتج من هواء الزفير بغاز الأكسجين

$4KO_2 + 2CO_2 \xrightarrow[\text{عامل حفاز}]{CuCl_2} 2K_2CO_3 + 3O_2 \uparrow$

ملاحظات هامة

❖ يمكن تحضير أكاسيد عناصر الأقلاء **بإذابة الفلز فى غاز النشادر المسال ثم إضافة الكمية المحسوبة من الأكسجين** .

❖ الأكسيد المثالى لهذه العناصر هو (X_2O) فيما عدا أكسيد الليثيوم Li_2O **و هو أكسيد قاعدى قوى يعطى أقوى القلويات المعروفة عند ذوبانه فى الماء**

❖ مركبات فوق الأكسيد و السوبر أكسيد عوامل مؤكسدة قوية جداً (**علل**) **لأنها تتفاعل مع الماء و الأحماض و تعطى فوق أكسيد الهيدروجين و أكسجين** :

$Na_2O_2 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O_2$

$2KO_2 + 2HCl \longrightarrow 2KCl + H_2O_2 + O_2$

رابعاً : تأثير الأحماض :

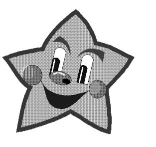
تحل الأقلاء محل هيدروجين الحمض و ينتج ملح و غاز الهيدروجين و يكون التفاعل **عنيف** :

$2Na + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2 \uparrow$

خامساً : تأثير الهالوجينات :

تتفاعل الأقلاء مع الهالوجينات بشدة ويكون التفاعل مصحوباً بانفجار و تتكون هاليدات أيونية شديدة الثبات .

$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$ كلوريد الصوديوم



$2K + Br_2 \longrightarrow 2KBr$ بروميد البوتاسيوم

سادساً : تأثير الهيدروجين :

تتفاعل الأقلاء مع الهيدروجين و يتكون هيدريدات .

$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$ هيدريـــد الصــــوديوم

$2Li + H_2 \longrightarrow 2LiH$ هيدريــــد الليثيـــوم



الهيدريدات :

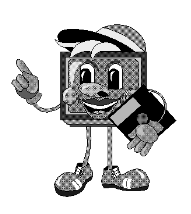
- مركبات أيونية عدد تأكسد أيون الهيدروجين فيها = - ١ .
- عند التحليل الكهربى للهيدريدات يتصاعد غاز الهيدروجين عند المصعد (أنود) و يترسب الفلز عند المهبط (كاثود).
- الهيدريدات مواد مختزلة تتفاعل مع الماء و ينطلق غاز الهيدروجين : $LiH + H_2O \longrightarrow LiOH + H_2$

سابعاً : تأثير اللافلزات الأخرى :

تتحد الفلزات القلوية الساخنة مباشرة مع الكبريت و الفوسفور .

$2Na + S \longrightarrow Na_2S$ كبريتيـــد الصــــوديوم

$3K + P \longrightarrow K_3P$ فوســـفيد البوتاســـيوم



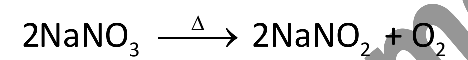
أثر الحرارة على الأملاح الأكسجينية للأقلاء

تمتاز الأملاح الأكسجينية للأقلاء بأنها ثابتة حرارياً .. لذا نجد أن :

☑ **جميع كربونات الأقلاء لا تتحلل بالحرارة عدا كربونات الليثيوم التى تنحل عند** 1000^0 c :

$$Li_2CO_3 \xrightarrow{1000^\circ C} Li_2O + CO_2 \uparrow$$

☑ **تنحل نترات الأقلاء جزئياً إلى نيتريت الفلز و الأكسجين :**



$$2NaNO_3 \xrightarrow{\Delta} 2NaNO_2 + O_2$$



س علل : تستخدم نترات البوتاسيوم فى صناعة البارود .

جـ : لأن نترات البوتاسيوم تنحل مصحوبة بانفجار شديد .

س علل : لا تستخدم نترات الصوديوم فى صناعة البارود .

جـ : لأن نترات الصوديوم متميعة تمتص بخار الماء من الجو .



استخلاص فلزات الأقلاء من خاماتها

☑ لا توجد عناصر الأقلاء فى الطبيعة على حالة إنفراد نظراً لنشاطها الكيميائى الكبير و لكن توجد على هيئة مركبات أيونية مثل كلوريد الصوديوم NaCl .

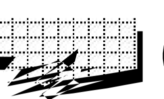
☑ الطريقة المستخدمة فى تحضير الفلز الحُر لعناصر الأقلاء هى التحليل الكهربى لمصهور هاليداتها فى وجود بعض المواد الصهارة لخفض درجة انصهار الهاليد :

$2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$ عند المهبط (الكاثود)

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ عند الآنود (المصعد)

س علل : فلزات الأقلاء أقوى العوامل المختزلة.

جـ : لأنها أكثر الفلزات قدرة على فقد إلكترونات تكافؤها لكبر حجم ذراتها .


أشهر مركبات الصوديوم

(١) هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)

أهم خواصه :

١- مركب صلب لونه أبيض متميع.

٢- له ملمس صابونى و تأثيره كاو على الجلد .

٣- يذوب فى الماء بسهولة ليعطى محلول قلوى مع انطلاق طاقة (ذوبان طارد للحرارة) .

٤- يتفاعل مع الأحماض مكوناً ملح الصوديوم للحمض و الماء .

$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

أهم استخداماته :

☑ فى كثير من الصناعات مثل (الصابون ، الحرير الصناعى ، الورق) .

☑ تنقية البترول من الشوائب الحمضية .

☑ الكشف عن الشقوق القاعدية (الكاتيونات) مثل كاتيون النحاس (Cu^{2+}) ، كاتيون الألومنيوم (Al^{3+}) .

١- محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم : يتكون راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس يسود بالتسخين :

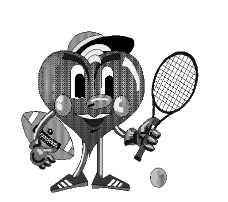
$CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$ راسب أزرق

$Cu(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} H_2O + CuO\downarrow$ راسب أسود

٢- محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم : يتكون راسب أبيض جيلاتينى من هيدروكسيد الألومنيوم يذوب فى وفرة من هيدروكسيد الصوديوم لتكون ميتا ألومينات الصوديوم الذى يذوب فى الماء .

$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \longrightarrow 3Na_2SO_4 + 2Al(OH)_3\downarrow$ راسب أبيض جيلاتينى

$Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$



(٢) كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)

التحضير فى المعمل : **بإمرار غاز ثانى أكسيد الكربون فى محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن ثم يترك المحلول ليبرد تدريجياً فتنفصل بلورات كربونات الصوديوم المائية :**

$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

التحضير فى الصناعة (طريقة سولفاى) : **بإمرار غاز الأمونيا و ثانى أكسيد الكربون فى محلول مركز من كلوريد الصوديوم فينتج بيكربونات الصوديوم ، ثم تسخن لتتحل إلى كربونات صوديوم و ماء و ثانى أكسيد الكربون :**

$NH_3 + CO_2 + H_2O + NaCl \longrightarrow NH_4Cl + NaHCO_3$

$2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$

☑ **تعرف كربونات الصوديوم المائية باسم صودا الغسيل ($Na_2CO_3.10H_2O$) لأنها تستخدم فى إزالة عسر الماء المستديم حيث تتفاعل مع أملاح الكالسيوم و الماغنسيوم الذائبة فى الماء العسر مكونة كربونات كالسيوم و كربونات ماغنسيوم لا يذوبا فى الماء فيزول عسر الماء .**

$Na_2CO_3 + CaSO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + CaCO_3$

$Na_2CO_3 + MgSO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + MgCO_3$

أهم خواص كربونات الصوديوم :



١- مسحوق أبيض يذوب بسهولة فى الماء و محلوله قاعدى التأثير .

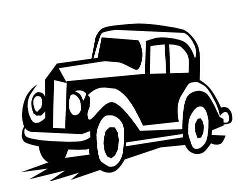
٢- لا يتأثر بالتسخين فهو ينصهر دون تفكك .

٣- يتفاعل مع الأحماض و يتصاعد غاز ثانى أكسيد الكربون : $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2$

س : كيف تميز عملياً بين كل من :

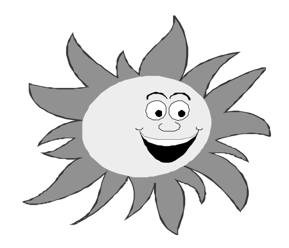
كربونات الصوديوم ، هيدروكسيد الصوديوم .

أهم استخداماته : ١- **صناعة الزجاج .** ٢- **صناعة الورق .** ٣- **صناعة النسيج .** ٤- **إزالة عسر الماء .**



الدور الكيميائى الحيوى للصوديوم

- من المصادر الطبيعية للصوديوم : اللبن . الخضروات خاصة الكرافس .
- تعتبر أيونات الصوديوم من أكثر الأيونات تواجداً فى بلازما الدم و المحاليل المحيطة بالخلايا .
- تلعب أيونات الصوديوم دوراً هاماً فى العمليات الحيوية (**علل**) حيث تكون الوسط اللازم لنقل المواد الغذائية مثل الجلوكوز و الأحماض الأمينية .

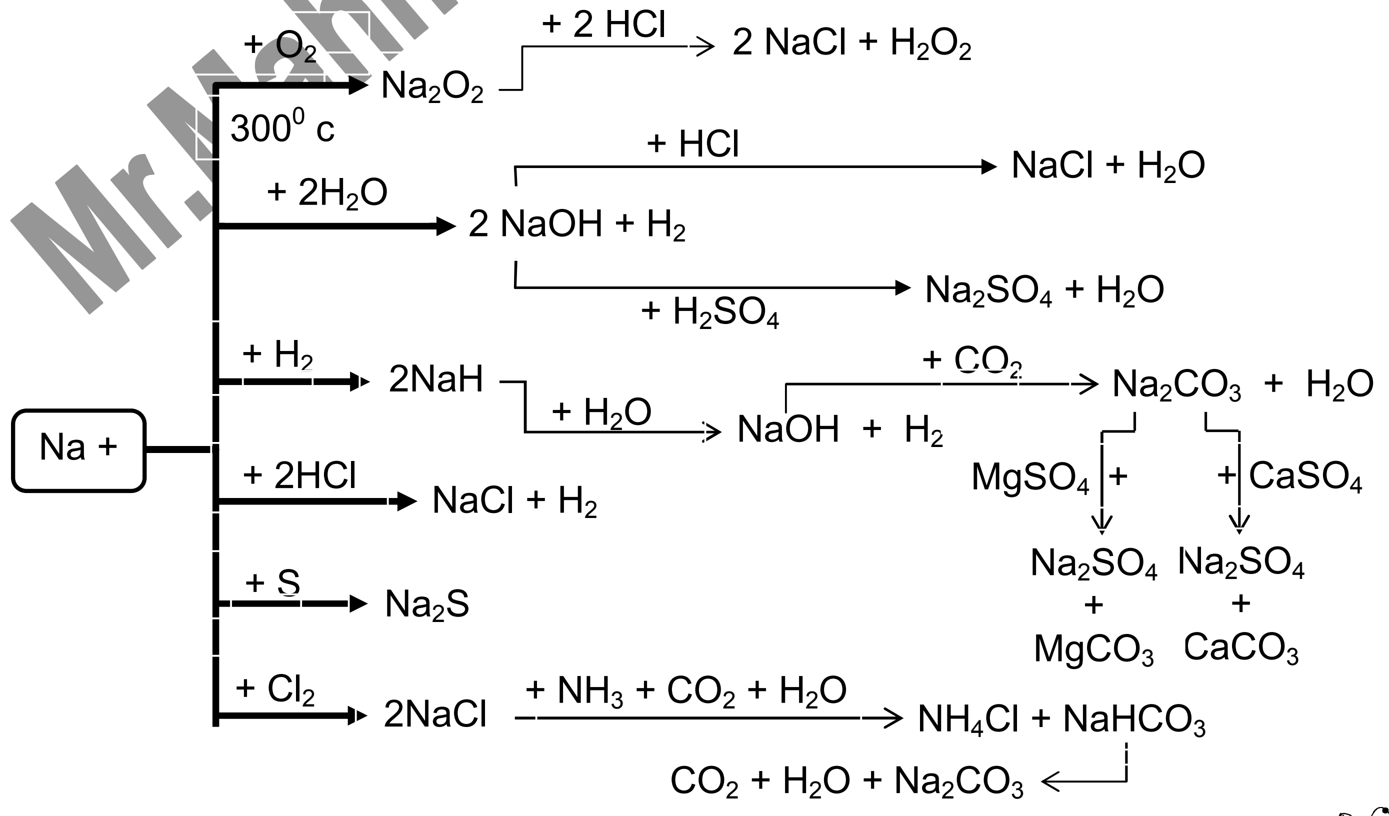


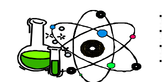
الدور الكيميائى الحيوى للبوتاسيوم

- من المصادر الطبيعية للبوتاسيوم : اللحوم . اللبن . البيض . الحبوب . الخضروات .
- تعتبر أيونات البوتاسيوم من أكثر الأيونات تواجداً داخل الخلايا .
- تلعب أيونات البوتاسيوم دوراً هاماً فى :

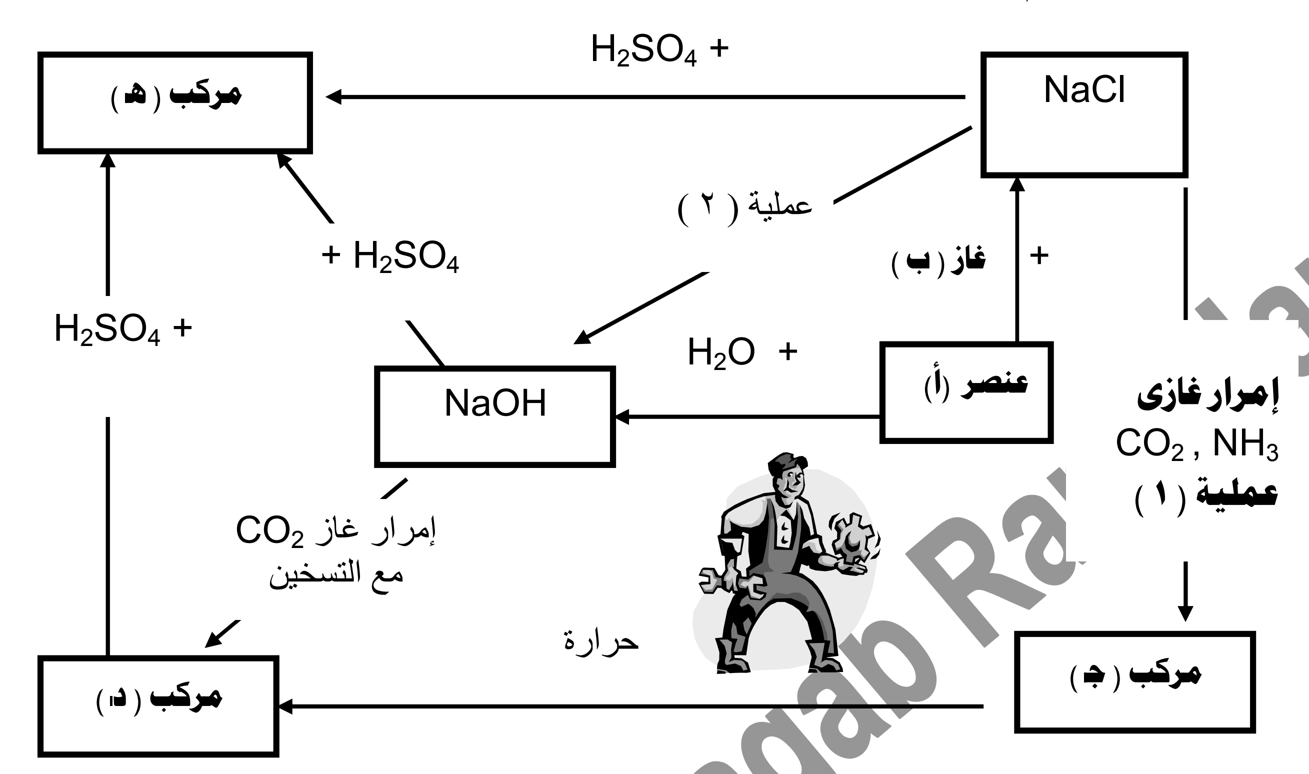
١- تكوين البروتينات التى تحكم التفاعلات الكيميائية داخل الخلية .

٢- أكسدة الجلوكوز لإنتاج الطاقة اللازمة لنشاط الخلية التى تحكم التفاعلات الكيميائية داخل الخلية






س : ادرس المخطط التالى ثم أجب عن الأسئلة الأتية :



١- أكمل المخطط السابق .

٢- ما هى أسماء المواد من (أ) الى (هـ)

٣- أكتب المعادلات الكيميائية التى توضح التفاعلات التى حدثت فى المخطط .

٤- ما هى أسماء العمليتين ١ ، ٢ .


س : وضح بالمعادلات أثر الحرارة على كل من :

٥- كربونات الليثيوم .

٦- كربونات الصوديوم .

٧- نترات الصوديوم .

٨- هيدروكسيد النحاس .

٩- بيكربونات الصوديوم .

المنار فى الكيمياء

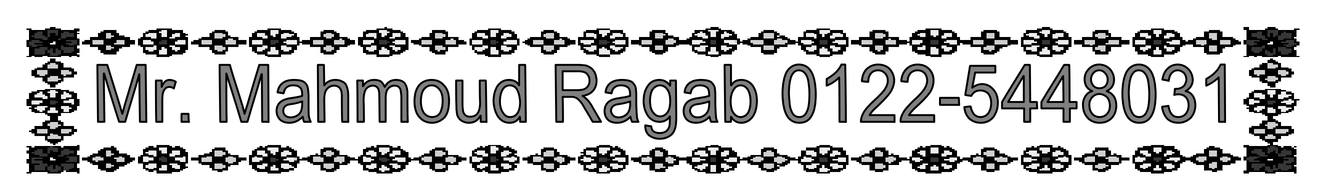
س : وضح بالمعادلات كيف تحصل على كل من :

١- كربونات الصوديوم من كلوريد الصوديوم .

٢- كربونات الصوديوم من هيدروكسيد الصوديوم

٣- ميتا ألومينات الصوديوم من كلوريد الألومنيوم .

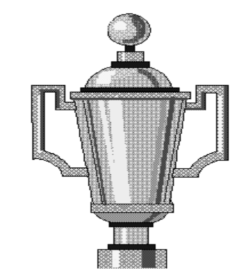
٤- كربونات الصوديوم من الصوديوم .



ثانيا : عناصر المجموعة (5A)

العنصر	الرمز	التوزيع الإلكترونى	
النيتروجين	$_{7}N$	2, 5	$[_{2}He]\ 2s^2, 2p^3$
الفوسفور	$_{15}P$	2, 8, 5	$[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^3$
الزرنيخ	$_{33}As$	2, 8, 18, 5	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$
الأنتيمون	$_{51}Sb$	2, 8, 18,18, 5	$[_{36}Kr]\ 5s^2, 4d^{10}, 5p^3$
البزموت	$_{83}Bi$	2, 8, 18, 32, 18, 5	$[_{54}Xe]\ 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^3$

☠ **وجود عناصر المجموعة (5 - A) فى الطبيعة :**



١- **النيتروجين** ($_{7}N$) : يمثل $\frac{4}{5}$ من حجم الهواء الجوي تقريباً و هو **أكثرهم انتشاراً فى الطبيعة** .

٢- **الفوسفور** ($_{15}P$) : و هو **أكثرهم انتشاراً فى القشرة الأرضية و يوجد على هيئة** :

☑ فوسفات الكالسيوم الصخرى $Ca_3(PO_4)_2$.

☑ الأباتيت (ملح مزدوج لفلوريد و فوسفات الكالسيوم) $CaF_2.\ Ca_3(PO_4)_2$.

٣- **الزرنيخ** : يوجد على هيئة كبريتيد الزرنيخ (As_2S_3) .

٤- **الأنتيمون** : يوجد على هيئة كبريتيد الأنتيمون (Sb_2S_3) .

٥- **البزموت** : يوجد على هيئة كبريتيد البزموت (Bi_2S_3) .

الخواص العامة لعناصر المجموعة الخامسة عشر (5 – A)

[١] التدرج فى الصفة الفلزية و اللافلزية :

يغلب الطابع اللافلزى على خواص المجموعة و تزداد الصفة الفلزية و تقل الصفة اللافلزية بزيادة العدد الذرى

النيتروجين و الفوسفور : لافلزات

الزرنيخ و الأنتيمون : أشباه فلزات

البزموت : فلز ضعيف و رغم ذلك قدرته على التوصيل الكهربى ضعيفة.

[٢] عدد الذرات فى جزئ العنصر: (فى الحالة البخارية)

☑ **النيتروجين و البزموث** : يتكون الجزئ فى الحالة البخارية من ذرتين (N_2 , Bi_2) .

☑ **الفوسفور و الزرنيخ و الأنتيمون:** يتكون الجزئ فى الحالة البخارية من أربع ذرات (P_4 , As_4 , Sb_4)

س علل : يشذ البزموت فى خواصه عن خواص معظم الفلزات .

جـ : لأنه فى الحالة البخارية يتكون الجزئ منه من ذرتين بينما باقى الفلزات تتكون جزيئاتها من ذرة واحدة – البزموت شحيح التوصيل للتيار الكهربى بينما الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء .

اللهم إنك تعلم أنى عرفتك على مبلغ إمكانى ، فاغفر لى فإن معرفتى إياك وسيلتى إليك .

[٣] أعداد التأكسد :

تتعدد حالات التأكسد لعناصر المجموعة (A - 5) حيث تتراوح بين (-٣ : +٥) **(علل)** لأنها إما أن تكتسب ثلاثة إلكترونات عن طريق المشاركة أو تفقد خمسة إلكترونات .

ملاحظات :

☑ أعداد تأكسد النيتروجين فى مركباته **الهيدروجينية** **سالبة** **(علل)** لأن السالبية الكهربية للنيتروجين أعلى من السالبية الكهربية للهيدروجين .

☑ أعداد تأكسد النيتروجين فى مركباته **الأكسجينية** **موجبة** **(علل)** لأن السالبية الكهربية للأكسجين أعلى من السالبية الكهربية للنيتروجين .

المركب	الصيغة	عدد التأكسد	المركب	الصيغة	عدد التأكسد
النشادر	NH_3	-٣	**أكسيد النيتروز**	N_2O	+١
الهيدرازين	N_2H_4	-٢	**أكسيد النيتريك**	NO (N_2O_2)	+٢
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	-١	**ثالث أكسيد النيتروجين**	N_2O_3	+٣
خامس أكسيد النيتروجين	N_2O_5	+٥	**ثانى أكسيد النيتروجين**	NO_2 (N_2O_4)	+٤

ظاهرة التآصل : **وجود العنصر فى عدة صور تختلف فى خواصها الفيزيائية و تتفق فى الخواص الكيميائية .**

☑ تتميز بهذه الخاصية اللافلزات الصلبة فقط .

☑ ترجع ظاهرة التآصل إلى وجود العنصر فى أكثر من شكل بلورى يختلف كل شكل عن الآخر فى ترتيب الذرات و فى عددها .

☑ النيتروجين (لافلز غاز) و البزموت (فلز ضعيف) لذلك لا يوجد بهما ظاهرة التآصل .

العنصر	الصورة التآصلية	العنصر	الصورة التآصلية
الفوسفور	**شمعى أبيض / أحمر / بنفسجى**	الزرنيخ	**أسود / رمادى / شمعى أصفر**
الأنتيمون	**أصفر / أسود**		

الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الخامسة عشر (A – 5)

١- مع الأكسجين : تتكون أكاسيد بعضها حمضى و بعضها متردد و بعضها قلوى



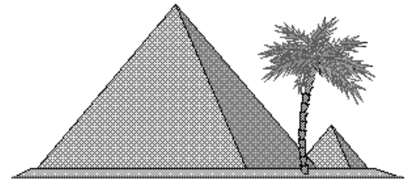
خامس أكسيد البزموت	ثالث أكسيد الأنتيمون	خامس أكسيد النيتروجين
Bi_2O_5	Sb_2O_3	N_2O_5
قاعدى	**متردد**	**حامضى**

ملحوظة : **تزداد** الصفة القاعدية و **تقل** الصفة الحامضية بزيادة العدد الذرى .

٢- مع الهيدروجين : تتكون مركبات هيدروجينية عدد تأكسد العنصر فيها (- ٣) :

AsH_3	PH_3	NH_3
الأرزين	**الفوسفين**	**النشادر**

☑ تحتوى ذرة العنصر على زوج حُر من الإلكترونات لذا يمكنها منح هذا الزوج من الإلكترونات لأيون أو ذرة أخرى لتكوين رابطة تناسقية .



ملحوظة : مع زيادة العدد الذرى للعنصر فإن المركب الهيدروجينى :

- **تقل الصفة القاعدية له فجزئ النشادر أكثر قاعدية من جزئ الفوسفين .**
- **تقل الصفة القطبية له و بذلك تقل قابليتها للذوبان فى الماء .**
- **يقل ثباته فيسهل تفككه بالحرارة .**

س علل : النشادر أقوى قاعدية من الفوسفين. (معلومة إضافية)

جـ : لصغر حجم ذرة النيتروجين فيسهل على ذرة النيتروجين جذب أيون الهيدروجين H^+ .

أشهر عناصر المجموعة الخامسة

النيتروجين N_2

تحضير غاز النيتروجين فى المعمل

الطريقة الأولى (**الطريقة الرئيسية**)

من الهواء الجوى بالتخلص من بخار الماء و غازى ثانى أكسيد الكربون و الأكسجين حيث :

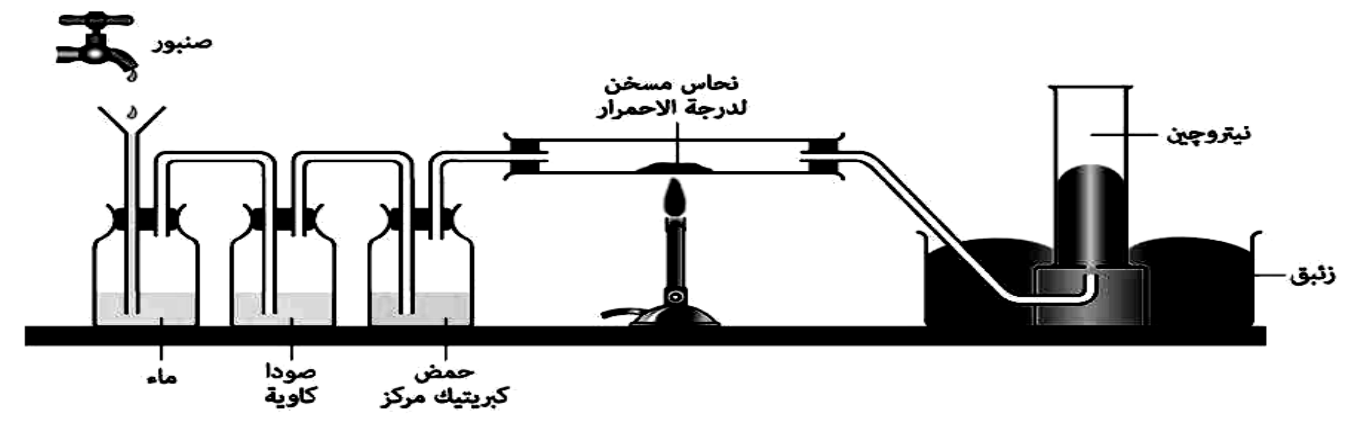
١- يمرر الهواء الجوى على محلول هيدروكسيد الصوديوم للتخلص من غاز ثانى أكسيد الكربون :

$$2\,NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

٢- ثم يمرر على حمض كبريتيك مركز للتخلص من بخار الماء .

٣- ثم يمرر ما تبقى من الهواء على خراطة نحاس مسخنة لدرجة الإحمرار للتخلص من غاز الأكسجين :

$$2\,Cu + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2\,CuO$$



ملحوظة : فى الطريقة السابقة يجمع غاز النيتروجين بإزاحة الماء لأسفل **أو** يجمع فوق الزئبق **للحصول عليه جاف** .

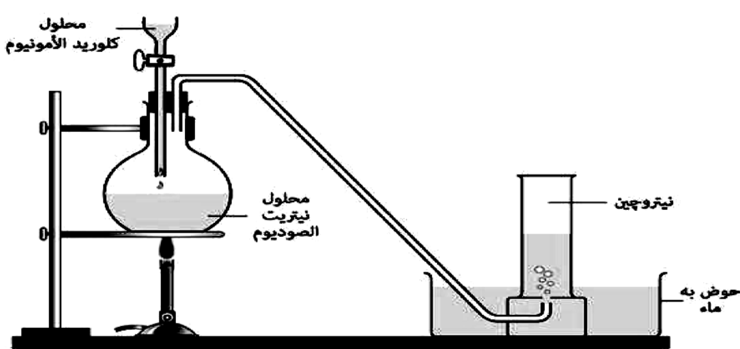
الطريقة الثانية تسخين خليط من محلولى نيتريت الصوديوم و كلوريد الأمونيوم :

$$NaNO_2 + NH_4Cl \xrightarrow{\Delta} NaCl + NH_4NO_2$$

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{\Delta} 2H_2O + N_2$$

و يمكن جمع المعادلتين السابقتين فتصبح المعادلة النهائية هى :

$$NaNO_2 + NH_4Cl \xrightarrow{\Delta} NaCl + 2H_2O + N_2$$



☠ أهم الخواص الفيزيائية للنيتروجين :

١- غاز عديم اللون و الطعم و الرائحة .

٢- متعادل التأثير على عباد الشمس .

٣- كثافته فى S.T.P تساوى 1,25 gm/L .

٤- درجة غليانه $-159,79\ ^0c$ (يمكن إسالته فى الضغط الجوى المعتاد عند درجة حرارة $-159,79\ ^0c$)

٥- أخف قليلاً من الهواء (لأن الهواء به غاز الأكسجين الأثقل من النيتروجين) .

٦- شحيح الذوبان فى الماء معدل ذوبانه فى الماء فى S.T.P يساوى 23 ml (N_2) / 1L (H_2O) .

☠ أهم الخواص الكيميائية :

لا تتم تفاعلات النيتروجين مع العناصر الأخرى إلا فى وجود شرر أو قوس كهربى أو تسخين شديد (علل) **لصعوبة كسر الرابطة الثلاثية بين ذرتى النيتروجين فى جزئ النيتروجين .**

١- مع الهيدروجين :

فى وجود شرر كهربى عند $550\ ^0c$ و يتكون غاز النشادر :

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{\text{شرر كهربي}} 2NH_3$$

٢- مع الأكسجين :

في وجود قوس كهربى عند $3000\ ^0c$ و يتكون أكسيد النيتريك (NO) عديم اللون الذى سرعان ما يتأكسد إلى ثانى أكسيد النيتروجين (NO_2) لونه بنى محمر :

$$N_2 + O_2 \xrightarrow{\text{قوس كهربى}} 2NO$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

٣- مع الفلزات فى درجات حرارة عالية :

يتفاعل النيتروجين مع الفلزات مثل **الماغنسيوم** و يتكون نيتريد الفلز :

$$3Mg + N_2 \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2$$ نيتريـــــد الماغنســـــيوم

ملحوظة : **تنحل النيتريدات بسهولة فى الماء و يتصاعد غاز النشادر :**

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3 \uparrow$$

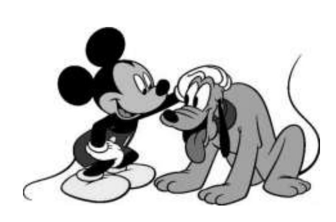
٤- مع كربيد الكالسيوم : بواسطة القوس الكهربي **و يتكون سيناميد الكالسيوم :**

$$CaC_2 + N_2 \xrightarrow{\text{قوس كهربي}} CaCN_2 + C$$

ملحوظة : **سيناميد الكالسيوم يستخدم كسماد زراعى** (علل) **لأنه يذوب فى ماء الرى و يتصاعد غاز النشادر لذلك يعتبر مصدر للنشادر فى التربة الزراعية :**

$$CaCN_2 + 3H_2O \longrightarrow CaCO_3 + 2NH_3$$

أشهر مركبات النيتروجين

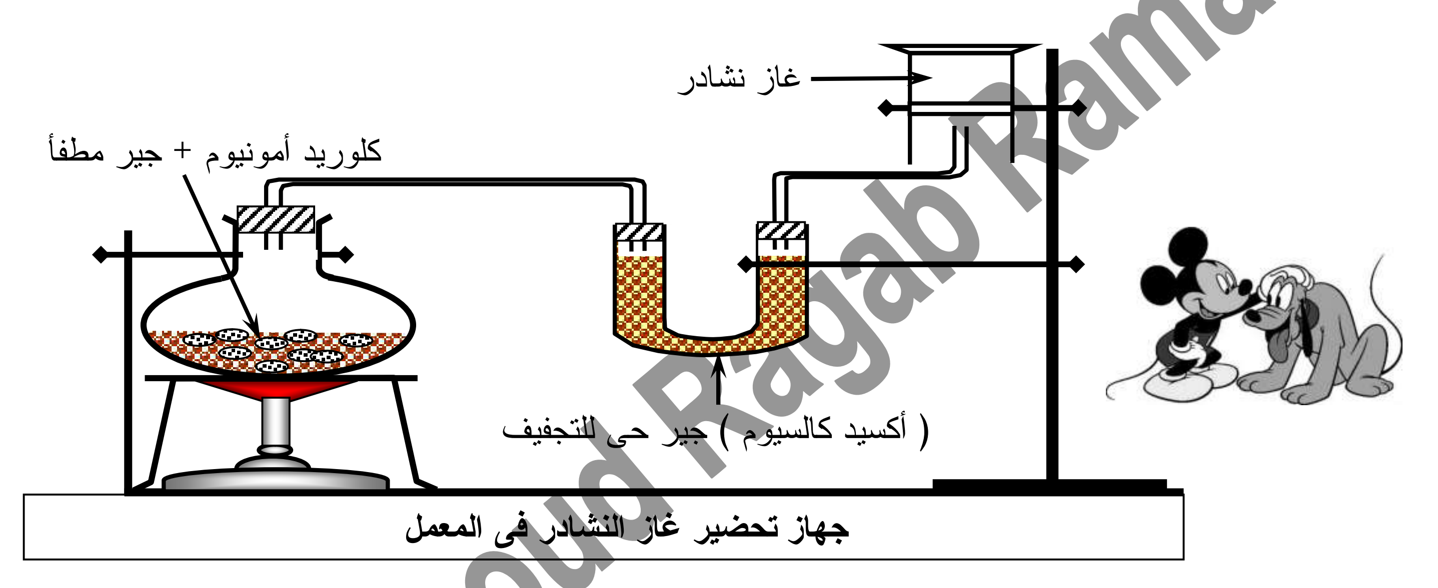


غاز النشادر NH_3

تحضير غاز النشادر فى المعمل

بتسخين خليط من كلوريد الأمونيوم و الجير المطفأ ثم يمرر ناتج التسخين على أنبوبة ذات شعبتين بها مادة مُجففة هى جير حى (أكسيد الكالسيوم CaO) .

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow[CaO]{\Delta} CaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O$$



جهاز تحضير غاز النشادر فى المعمل

تحضير غاز النشادر فى الصناعة

تسمى بطريقة " هابر / بوش " من عنصرى النيتروجين و الهيدروجين فى وجود عوامل حفازة هى الحديد أو الموليبيدنيوم تحت ضغط ٢٠٠ جو عند درجة حرارة $500\ ^0c$.

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[200\ atm.P]{Fe/Mo\ 500^\circ C} 2NH_3$$

أهم الخواص الفيزيائية لغاز النشادر :

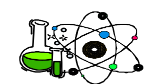
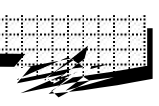
☑ عديم اللون و له رائحة نفاذة .
☑ لا يشتعل و لا يساعد على الاشتعال .
☑ كثافته أقل من كثافة الهواء و تساوى ٠.٧٧ جم/سم^3 .
☑ يذوب فى الماء بسهولة ليعطى محلول قلوى التأثير على عباد الشمس لذا فهو **(انهيدريد قاعدة)** .

س علل : يعتبر غاز النشادر أنهيدريد قاعدة .

جـ : لأنه شديد الذوبان فى الماء و محلوله قلوى .

س علل : لا يستخدم حمض الكبريتيك فى تجفيف غاز النشادر بينما يستخدم الجير الحى .

جـ : لأن النشادر له تأثير قلوى فيتفاعل مع حمض الكبريتيك و لكن الجير الحى (أكسيد قاعدى) لا يتفاعل مع النشادر القاعدى .

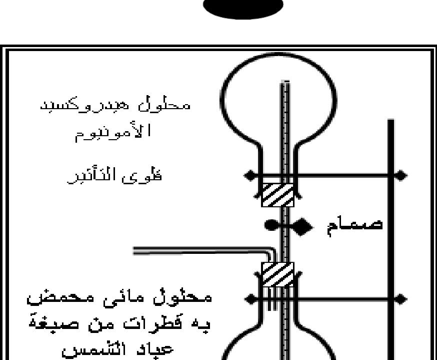


تجربة النافورة

تستخدم لإثبات أن :

١- غاز النشادر يذوب فى الماء .

٢- محلول النشادر فى الماء قلوى التأثير على عباد الشمس .



خطوات التجربة :

(١) **نكون الجهاز المقابل.**

(٢) **نملأ الدورق العلوى بمحلول النشادر.**

(٣) **نملأ الدورق السفلى بمحلول عباد الشمس الأحمر.**

(٤) **ندفع تيار هواء بالفم.**

الملاحظة :

(١) **اندفاع محلول عباد الشمس الأحمر بقوة الى الدورق العلوى و تلونه باللون الأزرق.**

الاستنتاج :

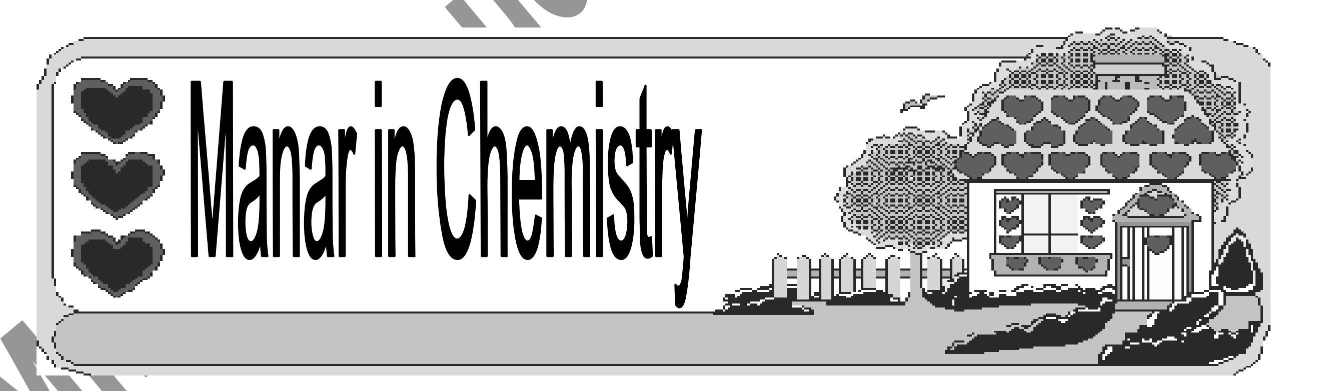
(١) **غاز النشادر يذوب فى الماء.**

(٢) **محلول النشادر فى الماء قلوى التأثير على عباد الشمس.**

الكشف عن غاز النشادر

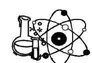
بتعريض ساق زجاجية مبللة بحمض هيدروكلوريك مركز لغاز النشادر يتكون سُحب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$



يا قارئ خطى لا تبكى على موتى ... فاليوم أنا معك و غداً أنا فى التراب فإن عشت فإنى معك ...... و إن مت فللذكرى !

و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى .... بالأمس كنت معك ... و غداً أنت معى... أمـــــــوت و يبقى كل ما كتبته ذكـــــــــرى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ... يدعو لـــــى....







الأمونيا و صناعة الأسمدة

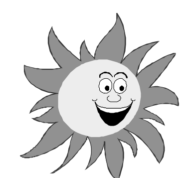
أهمية النيتروجين للنبات :

☑ يعتبر النيتروجين من أهم مصادر التغذية للنبات (علل) لأنه عنصر هام في تكوين البروتين و يوجد النيتروجين في التربة ضمن المواد العضوية أو المركبات الغير عضوية المكونة للتربة .

☑ كمية النيتروجين في التربة تقل مع مرور الزمن و يجب تعويضها بإضافة الأسمدة النيتروجينية (الأزوتية) أو الأسمدة الطبيعية (روث البهائم) .

☑ على الرغم من أن النيتروجين يشكل $\frac{٤}{٥}$ حجم الهواء و لكن لا يستطيع النبات الاستفادة منه وهو فى الحالة الغازية لذا يتم إمداد التربة بأملاح اليوريا و الأمونيوم التي تذوب في ماء الري و تمتصها جذور النباتات .

☑ النشادر (الأمونيا) هو المادة الأولية للأسمدة النيتروجينية (الآزوتية) .

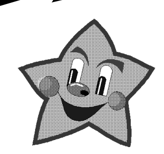


بعض الأسمدة الشائعة

السماد	مواصفاته
نترات الأمونيوم	☑ يحتوي على نسبة عالية من النيتروجين (٣٥ %) . ☑ سريعة الذوبان في الماء . ☑ الزيادة منها تسبب حمضية التربة . $NH_3 + HNO_3 \longrightarrow NH_4NO_3$
كبريتات الأمونيوم (سلفات النشادر)	☑ تعمل على زيادة حامضية التربة لذلك يجب معادلة التربة التي تعالج بصفة مستمرة بهذا النوع من الأسمدة . $2NH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$
فوسفات الأمونيوم	☑ سريع التأثير في التربة حيث يمد التربة بنوعين من العناصر الأساسية وهما **النيتروجين والفوسفور** $H_3PO_4 + 3NH_3 \longrightarrow (NH_4)_3PO_4$
اليوريا	☑ يحتوي على نسبة عالية من النيتروجين (٤٦ %) . من أنسب الأسمدة المستخدمة في المناطق الحارة (علل) لأن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا و ثاني أكسيد الكربون .
سماد المستقبل النيتروجيني	☑ يسمى سائل الأمونيا اللامائي . ☑ يتم إضافته في التربة على عمق حوالي (١٢ سم) . ☑ يتميز بارتفاع نسبة النيتروجين فيه حيث تصل إلى (٨٢ %) .

يجيئ القرآن يوم القيامة كالرجل الشاحب يقول لصاحبه : هل تعرفنى ؟ أنا الذي كنت أسهر ليلك ، واظمئ هواجرك و إن كل تاجر من وراء تجارته ، و أنا لك اليوم من وراء كل تاجر ، فيعطى الملك بيمينه ، و الخلد بشماله ، و يوضع على رأسه تاج الوقار ، و يكسى والداه حلتين لا تقوم لهم الدنيا و ما فيها ، فيقولان : يا رب ! أنى لنا هذا ؟ فيقال : بتعليم ولدكما القرآن . و إن صاحب القرآن يقال له يوم القيامة : اقرا و ارتق في الدرجات ، و رتل كما كنت ترتل في الدنيا ، فإن منزلتك عند آخر آية معك .



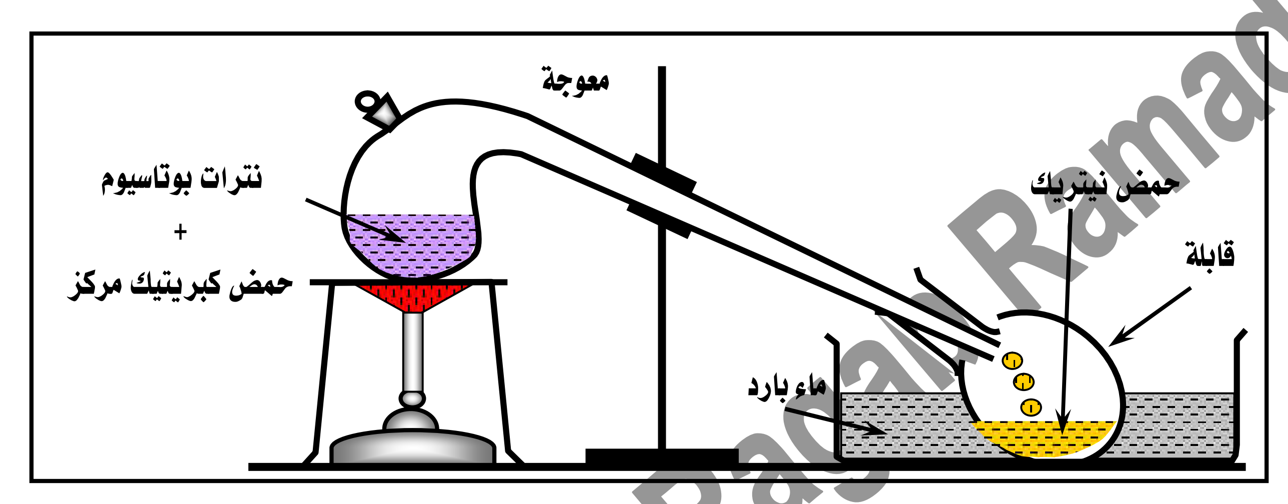


حمض النيتريك HNO_3

تحضير حمض النيتريك فى المعمل :

بتسخين محلول نترات البوتاسيوم مع حمض كبريتيك مركز فى معوجة زجاجية (لا تزيد درجة الحرارة عن ١٠٠°م حتى لا ينحل الحمض) و يجمع بتكثيف بخاره فى **قابلة** موضوعة فى ماء بارد (لا يستخدم سدادات مطاطية لأن للحمض تأثير تالف على المواد العضوية) .

$$2KNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow[\text{Conc.}]{\triangle} K_2SO_4 + 2HNO_3$$



فكرة التحضير : الحمض الأكثر ثباتا يطرد الحمض الأقل ثباتا من أملاحه .

الخواص الفيزيائية لحمض النيتريك :



☑ سائل عديم اللون إذا كان نقياً .
☑ كاو التأثير على الجلد و الفلين .
☑ حمضى التأثير على عباد الشمس .

الخواص الكيميائية لحمض النيتريك :

١- الإنحلال بالتسخين : حمض النيتريك عامل مؤكسد (علل) لأنه ينتج من تحلله حراريا غاز الأكسجين .

$$4HNO_3 \xrightarrow[100^0\ c]{\text{conc.}} 4NO_2\uparrow + 2H_2O + O_2$$

٢- مع الفلزات :

يتوقف ناتج تفاعل حمض النيتريك مع الفلزات على : تركيز الحمض ، نوع الفلز

☑ **تتفاعل** الفلزات التى **تسبق** الهيدروجين فى السلسلة الكهروكيميائية مع حمض النيتريك **المخفف** ليتكون نيترات الفلز و غاز الهيدروجين الذى يختزل الحمض إلى أكسيد النيتريك NO و الماء .

$$Fe + 4HNO_3 \xrightarrow[\text{dil.}]{\triangle} Fe(NO_3)_3 + 2H_2O + NO$$

س علل : يتكون نيترات حديد III و لا يتكون نيترات الحديد II عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك .
جـ : لأن حمض النيتريك عامل مؤكسد قوى يؤكسد أيون الحديد II إلى أيون الحديد III .

س علل : لا يتصاعد غاز الهيدروجين عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف .
جـ : لأن الهيدروجين الناتج يختزل حمض النيتريك إلى ماء و غاز أكسيد نيتريك عديم اللون .

☑ **تتفاعل** الفلزات التى **تلى** الهيدروجين فى متسلسلة النشاط الكيميائى مع حمض النيتريك **حيث يؤكسدها الحمض** ثم يتفاعل الحمض مع الأكسيد :

(A) **مع الحمض المخفف :** يتكون أكسيد النيتريك NO **(عديم اللون)** :

$$3\,Cu + 8\,HNO_3 \xrightarrow[dil.]{\triangle} 3\,Cu(NO_3)_2 + 2\,NO + 4\,H_2O$$

(A) **مع الحمض المركز :** يتكون ثانى أكسيد النيتريك NO_2 **(بنى محمر)** :

$$Cu + 4\,HNO_3 \xrightarrow[conc.]{\triangle} Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_2 + 2\,H_2O$$

لاحظ :

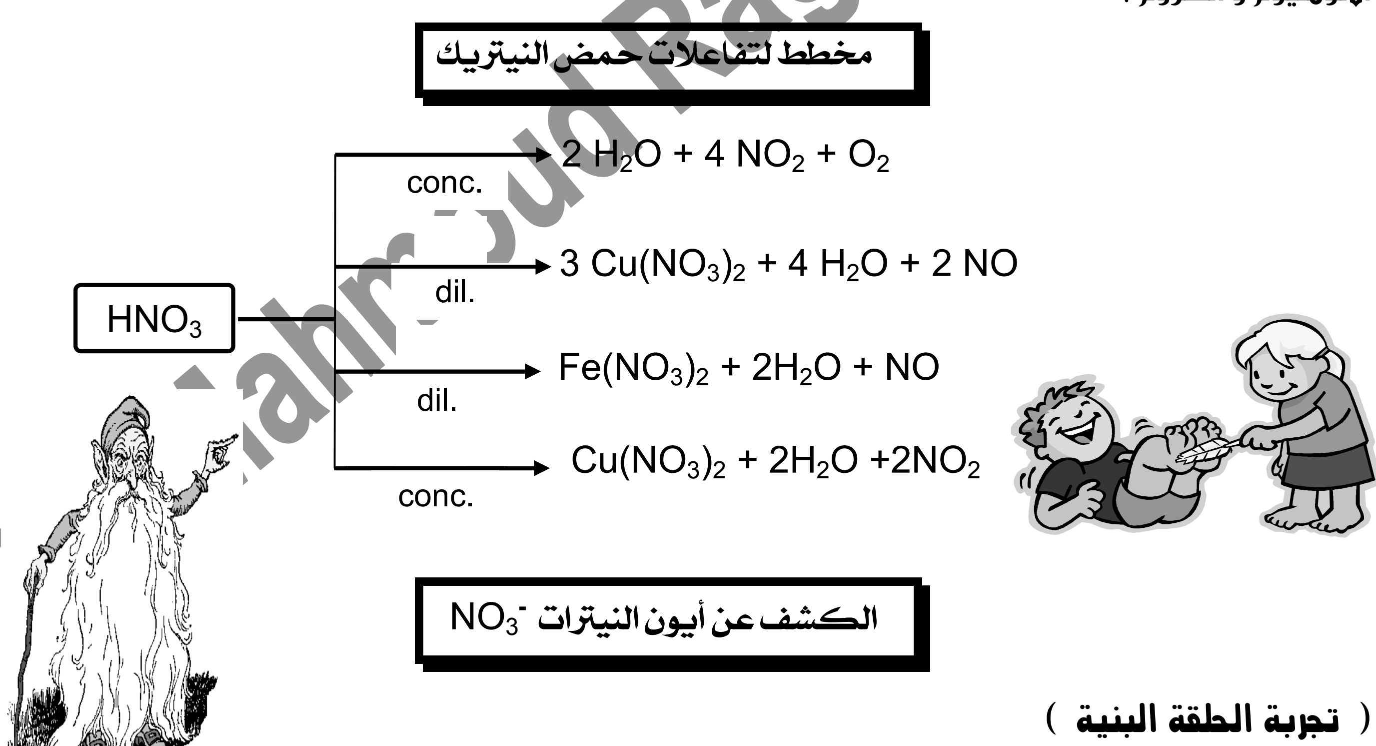
رغم أن النحاس يلى الهيدروجين فى السلسلة إلا أنه يتفاعل مع حمض النيتريك **لأن** الحمض عامل مؤكسد قوى يؤكسد الفلز ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض .

☑ **بعض** الفلزات النشطة مثل **الحديد والألومنيوم والكروم** لا يؤثر الحمض المركز فيها **لأنه** عامل مؤكسد قوى يغطى سطح الفلز بطبقة من الأكسيد واقية غير مسامية حجم جزيئاتها أكبر من حجم جزيئات الفلز تسبب **ظاهرة الخمول** فيقف التفاعل بعد حدوثه .

ظاهرة الخمول

تكون طبقة غير مسامية من الأكسيد تمنع استمرار تفاعل حمض النيتريك المركز مع الفلزات النشطة مثل الحديد و الألومنيوم و الكروم .

مخطط لتفاعلات حمض النيتريك



الكشف عن أيون النيترات NO_3^-

(تجربة الحلقة البنية)

[١] محلول ملح النيترات + محلول مركز من كبريتات الحديد (II) حديث التحضير.

[٢] إضافة قطرات من حمض الكبريتيك المركز باحتراس على جدار الأنبوبة الداخلى حيث يهبط الحمض إلى قاع الأنبوبة تظهر حلقة بنية عند سطح الإنفصال تزول بالرج أو التسخين .

$$2\,NaNO_3 + 6\,FeSO_4 + 4\,H_2SO_4 \longrightarrow 3\,Fe_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + 4\,H_2O + 2\,NO$$

$$FeSO_4 + NO \longrightarrow FeSO_4\,.\,NO$$ **(مركب الحلقة البنية)**

التفرقة بين أيون النترات NO_3^- و أيون النتريت NO_2^-

إضافة محلول برمنجنات البوتاسيوم المحمضة بحمض الكبريتيك المركز إلى محلول كل منهما :

- **إذا زال اللون** البنفسجى للبرمنجنات يكون الملح **نيتريت** .

$$5\,KNO_2 + 2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 5\,KNO_3 + K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O$$

- **إذا لم يزول اللون** يكون الملح **نترات**

(س١) كيف تميز عملياً بين : حمض النيتريك المركز و حمض النيتريك المخفف .

(س٢) كيف تحصل على : غاز ثاني أكسيد النيتروجين من حمض النيتريك بطريقتين .

(س٣) كيف تحصل على : أكسيد النيتريك من حمض النيتريك بطريقتين مختلفتين .

(س٤) كيف تميز عملياً بين : نترات الصوديوم و نيتريت الصوديوم .



الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة :

العنصر	الاستخدام
النيتروجين	◈ صناعة النشادر . ◈ صناعة حمض النيتريك . ◈ صناعة الأسمدة النيتروجينية . ◈ تزويد إطارات السيارات . ◈ ملء أكياس بطاطس الشيبس . ◈ حفظ و نقل الخلايا الحية و علاج بعض الأورام الحميدة " الثأليل " .
الفوسفور	◈ صناعة أعواد الثقاب الآمنة . ◈ صناعة الأسمدة الفوسفاتية . ◈ صناعة سبائك برونز فوسفور (نحاس + قصدير + فوسفور) التى تصنع منها مراوح دفع السفن .
الزرنيخ	◈ مادة حافظة للأخشاب . ◈ يدخل فى تركيب ثالث أكسيد الزرنيخ الذى يستخدم فى علاج سرطان الدم " اللوكيميا " .
الأنتيمون	◈ صناعة سبيكة الأنتيمون رصاص (أصلب من الرصاص) وتستخدم فى بطاريات الرصاص الحامضية . ◈ يستخدم فى تكنولوجيا أشباه الموصلات لصناعة أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء .
البزموت	◈ يستخدم مع الرصاص و الكادميوم فى صناعة سبائك تتميز بانخفاض درجة انصهارها **لذلك تستخدم فى صناعة الفيوزات** .

س علل : يستخدم عنصر النيتروجين فى تزويد إطارات السيارات .

جـ : لتقليل إحتمالات إنفجارها لأن معدل تسرب النيتروجين أقل من الهواء و لا يتأثر بسهولة بالتغيرات فى درجة حرارة الجو .

س علل : يستخدم عنصر النيتروجين فى ملء أكياس بطاطس الشيبسى .

جـ : لتحتفظ رقائق الشيبسى بقرمشتها .

س علل : يستخدم عنصر النيتروجين فى حفظ و نقل الخلايا الحية و علاج بعض الأورام الحميدة .

جـ : لخموله النسبى .

